வேதியியல்

மேல்நிலை - முதலாம் ஆண்டு

தொகுதி - I

பாடநூல் மேம்பாட்டுக்குழுவின் பரிந்துரையின்
அடிப்படையில் திருத்தப்பட்டது

தமிழ்நாடு அரசு
இலவசப் பாடநூல் வழங்கும்
திட்டத்தின்கீழ் வெளியிடப்பட்டது
(விற்பனைக்கு அன்று)

தீண்டாமை ஒரு பாவச்செயல்
தீண்டாமை ஒரு பெருங்குற்றம்
தீண்டாமை மனிதத்தன்மையற்ற செயல்

தமிழ்நாட்டுப்
பாடநூல் கழகம்
கல்லூரிச் சாலை, சென்னை-600 006.

முதல் பதிப்பு - 2004
திருத்திய பதிப்பு - 2007

குழுத் தலைவர் மற்றும் நூலாசிரியர்
டாக்டர் வ. பாலசுப்பிரமணியன்
வேதியியல் பேராசிரியர் (Retd.)
மாநிலக் கல்லூரி (தன்னாட்சி) சென்னை - 600 005.

மேலாய்வாளர்கள்

டாக்டர். மு. கிருஷ்ணமூர்த்தி,
வேதியியல் பேராசிரியர்,
மாநிலக் கல்லூரி (தன்னாட்சி)
சென்னை – 600 005.

டாக்டர். எம். கந்தசாமி,
பேராசிரியர் மற்றும் துறைத் தலைவர்
கனிம வேதியியல்துறை
சென்னைப் பல்கலைக்கழகம்
சென்னை – 600 025.

டாக்டர். எம். பழனிச்சாமி,
வேதியியல் பேராசிரியர்
அண்ணா பல்கலைக்கழகம்
சென்னை – 600 025.

டாக்டர். ஜெ. சந்தானலஷ்மி
பேராசிரியர்
இயற்பியல் வேதியியல் துறை
சென்னைப் பல்கலைக்கழகம்
சென்னை – 600 025.

திரு. வி. ஜெய்சங்கர்
வேதியியல் விரிவுரையாளர்
என்.என்.அரசுக் கலைக்கல்லூரி
பொன்னேரி – 601 204.

நூலாசிரியர்கள்

டாக்டர். எஸ்.பி. மீனாட்சி சுந்தரம்,
வேதியியல் பேராசிரியர்,
அண்ணாமலைப் பல்கலைக்கழகம்
அண்ணாமலைநகர் – 608 002

டாக்டர். ஆர். ரமேஷ்
வேதியியல் முதுநிலை விரிவுரையாளர்
பாரதிதாசன் பல்கலைக்கழகம்
திருச்சிராப்பள்ளி – 620 024

திருமதி. டி. விஜயராகினி
முதுநிலை வேதியியல் ஆசிரியர்,
எஸ்.பி.ஓ.ஏ. மெட்ரிக் மேனிலைப்பள்ளி
சென்னை – 600 001.

டாக்டர். எஸ். மெர்லின் ஸ்டீபன்
முதுநிலை வேதியியல் ஆசிரியர்
சி.எஸ்.ஐ. பெயின் மெட்ரிக் மேனிலைப் பள்ளி
கீழ்ப்பாக்கம், சென்னை – 600 010.

டாக்டர். கே. சத்தியநாராயணன்,
முதுநிலை வேதியியல் ஆசிரியர்,
ஸ்டேன்ஸ் ஆங்கிலோ–இந்தியன்
மேனிலைப்பள்ளி, கோயம்புத்தூர்–18

டாக்டர். எம். ஆர். ராஜலட்சுமி,
முதுநிலை வேதியியல் ஆசிரியர்
செட்டிநாடு வித்யாஸ்ரம்,
சென்னை – 600 028.

விலை : ரூ.

பாடங்கள் தயாரிப்பு : தமிழ்நாடு அரசுக்காக பள்ளிக் கல்வி இயக்ககம், தமிழ்நாடு.

இந்நூல் 60 ஜி.எஸ்.எம். தாளில் அச்சிடப்பட்டுள்ளது.

ஆப்செட் முறையில் அச்சிட்டோர்:

முகவுரை

எங்கிருந்து வேதியியல் வந்தது ? மனிதகுல வரலாற்றை ஆய்ந்தால், மக்கள் தங்களைச் சுற்றி அமைந்த பூவுலகை அறிவதற்கு மிகவும் சிரமப்பட்டார்கள். அறிவியலின் ஒரு பிரிவான, வேதியியலின் மூலம் பூவுலகத்தை உருவாக்கும் பொருள்கள் பற்றிய கருத்துகள் பற்றியும் அறியப்பட்டன. அதுமட்டுமல்ல பொருள்கள் சார்ந்துள்ள துகள்களைப் பற்றியும் அறியப்பட்டன. பண்டைக்கால கிரேக்க தத்துவஞானிகள் பொருளின் தன்மையைப் பற்றி தங்களுக்கே உரித்தான கொள்கைகளைக் கொண்டிருந்தனர். அணுக்கள் என்பவை, பிரிபட முடியாத பொருட்கள் என்ற கருத்துடையவர்களாய் இருந்தனர். இவர்களின் கருத்துகள், பொருள்களின் தற்காலத்திய பொருட்களின் அமைப்புகளை சற்றே பொருந்துவதாகக் கருதினாலும், பழங்கால கிரேக்கர்களின் பெரும்பாலான கருத்துகளின்படி, வேதியியல் அங்கிருந்துதான் ஆரம்பித்தது என்று உண்மையாகக் கூற முடியாது.

ரசவாதம் என்பது அறிவியல் ஆய்வு, மறை பொருள் ஆய்வு போன்ற கலவையாக கிரீஸ், சைனா, எகிப்பது மற்றும் அரேபியா போன்ற நாடுகளிலிருந்து பெற்றவை எனக் கருதலாம். அக்காலத்தில் உருவான இந்த ரசவாதக் கொள்கை, இறவாத் தன்மையை ரசவாதிகள் அருந்துவதற்குரிய நோய்களை தராத தன்மையும், உலோகங்களை மாற்றும் நீர்மம் (Elixir of life) மற்றும் மதிப்புக் குறைந்த உலோகங்களை தங்கமாக மாற்றும் 'தத்துவ ஞானிகளின் கல்' (Philosopher's stone) ஆகியவற்றைக் கண்டறிவதிலும் செலுத்தப்பட்டன. இவையெல்லாம் நடைபெற முடியாத செயல்கள் என்பது இன்றைய நாளில் கருதினாலும், இரசவாதிகள் இந்த ஆய்வுகளை 2000 ஆண்டுகளாக தொடர்ந்தனர். இவற்றில் தத்துவக் கல் மற்றும் நோய் தீர்க்கும் உலோக மாற்றும் நீர்மம் ஆகியவற்றை முன்னோர்கள் கனவுகளில், ஒரு சில கருத்துக்கள் கண்டறியப்பட்டன.

பதினெட்டாம் நூற்றாண்டின் முடிவில், ஆண்டனி மேரி, லவாய்சியர் மற்றும் ஜான் டால்டன் ஆகிய வல்லனர்களின் காற்றின் வேதியியல் தத்துவம் மற்றும் பொருளின் அணுத்தன்மை போன்ற அரிய கண்டுபிடிப்புகளின் ஒப்புயர்வு உழைப்பு தற்கால 'முன்னேற்றமான வேதியியலுக்கு' வித்திட்டது. பத்தொன்பதாம் நூற்றாண்டில் வேதியியல் விற்பன்னர்களின் தொடர்ச்சியான உழைப்பினால், பல்வேறு தனிமங்களுக்கும், அவைகளுக்கிடையே ஏற்படும் வினைத்திறன் தொடர்புகள் கற்றறியப்பட்டன. துல்லியமான உய்த்துணர்வு மற்றும் சரியான சோதனைகளின் முடிவாக நடத்தப்பட்ட அரும்பெரும் கடின உழைப்பின் விளைவாக, நாம் தற்சமயம் பெரும்பாலும் பயன்படுத்தி வரும் 'தனிம வரிசை அட்டவணை' எழுந்தது. இதுவே வேதியியல் உலகத்தில் ஒரு

ஒழுங்கையும் பின்னர் அதுவே வேதியியல் விற்பன்னர்கள் பழங்கால கொள்கைகளை பின்பற்றாமல் இருக்கவும் ஒரு புதிய எழுச்சியை ஏற்படுத்தியது.

தற்கால முன்னேறிய சமூகம், வேதியியல் விற்பன்னர்கள், நோய்களைக் குணப்படுத்தும் மருந்துகள், பூச்சிகொல்லிகள், நல்ல விளைச்சலைத் தரும் உரங்கள், அநேக தொகுப்புப் பொருட்களை உருவாக்கும் வேதிப் பொருட்கள் ஆகியவைகளை உருவாக்க இருபத்தியோராம் நூற்றாண்டில் எதிர்பார்க்கிறது. இது மட்டுமல்ல, எவ்வாறு ஒரு பொருள் இயங்குகிறது மற்றும் சுற்றுப்புறம், மாசுபடுத்திகளால் மாசுபடாமல் எவ்வாறு பாதுகாக்கப்படுகிறது என்ற முக்கிய கருத்துக்களுக்கு, கற்றல் பலன் அறிதலையும் இச்சமூகம் எதிர்பார்க்கிறது. அதிர்ஷ்டவசமாக வேதியியல் எல்லாவற்றிற்கும் தகுந்த பதில்களையும் கொண்டுள்ளது.

எனவே மிக வேகமாக முன்னேறி வளர்ந்து வரும் வேதியியல், பிற எல்லா பிரிவுகளுக்கும் விளக்கம் தருகிறது. அதிலும் உயிர்வாழ் பொருட்களில் காணும் அற்புதங்களுக்கும் விடைகளைத் தருகின்றது.

எனவே இந்நூல், "தேசிய கல்வி ஆராய்ச்சி மற்றும் பயிற்சி" குழு (NCERT) எதிர்பார்ப்பை ஒட்டியும், திருத்திய பாடத்திட்டத்தின் படியும் எழுதப்பட்டது. ஒவ்வொரு பாடத்தின் இறுதியிலும் தரப்பட்டுள்ள வினாக்கள், மாதிரி வினாக்களாகும். ஏராளமான தன் மதிப்பீட்டினை வெளிப்படுத்தும் சரியானவற்றை தேர்ந்தெடு, கோடிட்ட இடத்தை நிரப்பு, மிகக் குறுகிய விடைகள், தன்மையுடைய வினாக்கள் அனைத்து பாடங்களிலும் தரப்பட்டுள்ளன.

தேர்விற்கு மாணவர்கள் தங்களை தயார் செய்யும் பொழுது தன் மதிப்பீட்டிற்காக தரப்பட்டுள்ள வினாக்கள்/கணக்கீடுகள் மட்டுமே நம்பியருக்கக் கூடாது. பாட நூல் முழுவதையும் தழுவிய எந்தவித வினாக்களுக்கும் கணக்குகளுக்கும் தீர்வு காணும் வகையில் தங்களை தயார்படுத்திக்கொள்ள வேண்டும்.

ஒவ்வொரு பாடத்திலும் தரப்பட்டிருக்கும் 'கற்றலின் கோட்பாடுகள்' பாடங்களை அறிவதில் ஊக்கம் ஏற்படுத்தும்.

வேதியியலின் கருத்துக்களைப் பற்றி மேலும் அநேக தகவல்களை அறியும் பொருட்டு தகுந்த மேற்பார்வை நூல்களும் தரப்பட்டுள்ளன.

Dr. V. பாலசுப்பிரமணியன்
குழுத் தலைவர்
(திருத்திய பாடத்திட்டக் குழு (வேதியியல்)
மற்றும் XI ஆம் வகுப்பு
வேதியியல் பாடம் எழுதும் குழு)

11 ஆம் வகுப்பு - வேதியியல்
பாடத்திட்டம் தொகுதி - I

கனிம வேதியியல்

அலகு 1 - வேதியியல் கணக்கீடுகள்

குறிப்பிடத்தக்க மதிப்புகள் – SI அலகுகள் – பரிமாணங்கள் – எண்களை அறிவியல் அலகுகளில் எழுதுதல் – அறிவியல் அலகுகளைத் தசம அலகுகளாக மாற்றுதல் – காரணக் குறியீடு முறை – அடர்த்தி எண், ஆகியவற்றினைக் கணக்கிடுதல் – சமன்பாட்டு எடை கணக்கிடுதல் – அவேகாட்ரோ எண்ணை அறிதல் – மோல் கொள்கை – கரைபொருள், கரைப்பானின் மோல்பின்னம் – மோலினைக் கிராமமாகவும், கிராமினை மோலாகவும் மாற்றுதல் – சதவிகித இயைபு மற்றும் பருமனறி பகுப்பாய்விலிருந்து விகித வாய்ப்பாட்டினை அடைதல் – விகித வாய்ப்பாட்டிலிருந்து மூலக்கூறு வாய்ப்பாட்டினை கணக்கிடுதல் – வேதி இணை விதி டால்டன் அணுக் கொள்கை – தலைகீழ் விகித விதி – டால்டன் அணுக் கற்பிதக் கொள்கையும் அதனின் குறைபாடுகள் – வேதி விகிதச் சமன்பாடுகள் – மூலக்கூறு வடிவில் வேதி வினைகளைச் சமன்செய்தல் – ஆக்சிஜனேற்றம் ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கம் (குறைத்தல்) ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணைக் கொண்டு சமன்செய்தல் – சமன்பாட்டின் அடிப்படையில் கணக்கிடுதல் – நிறை / நிறை தொடர்பு – கரைசல்களின் செறிவினைத் தெரிவிக்கும் முறை – பருமனறி பகுப்பாய்வின் தத்துவ அடிப்படையில் கணக்கீடுகள் – ஒரு தனிமத்தின் சமான நிறைபற்றி கண்டறிதல், ஆக்சைடு, குளோரைடு, ஹைட்ரஜன் இடப்பெயர்ச்சி முறையில் சமான நிறையினைக் கண்டறிதல் – தனிமம், மற்றும் சேர்மத்தின் சமான நிறையினைக் கணக்கிடுதல் – ஆவியாகும் கரைபொருளின் மோலார் நிறையினை அவேகாட்ராவின் கற்பிதக் கொள்கையின் அடிப்படையில் கண்டறிதல்.

அலகு 2 - சுற்றுச்சூழல் வேதியியல்

சுற்றுத்சூழல் – மாசுபடுதலும், மாசுபடுத்திகளும் – மாசுபடுதலின் வகைகள் – மாசுபடுத்திகளின் வகைகள் – மாசுபடுதலுக்கான காரணங்கள் – மாசுபடுதலின் விளைவுகள் – சுற்றுச்சூழல் மாசுபடுதலைத் தவிர்க்கும் பொது வழிமுறைகள்.

அலகு 3 - உலோகவியல் பற்றிய பொதுவான குறிப்புகள்

தாதுக்களும், கனிமங்களும் – புவி, உயிர்வாழ் பொருட்கள் மற்றும் கடல்வழி மூலங்கள் – ஆக்சைடு தாது, சல்பைடு தாது, காந்தத் தாது, காந்தமில்லாத தாது

ஆகியவற்றைத் தூய்மைப்படுத்தும் முறைகள் – உலோகவியல் முறைகள் – வறுத்தல் – ஆக்சிஜனேற்றம் – உருக்கிப் பிரித்தல் – ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கம் – பெசிமராக்குதல் – மின்னாற் பகுப்பு முறை, வாயு நிலை தூய்மையாக்கல் முறை மூலம் உலோகங்களைத் தூய்மையாக்கல் முறை மூலம் உலோகங்களைத் தூய்மையாக்குதல் – இந்தியாவின் கனிம வளம்.

அலகு 4 - அணு அமைப்பு

அணு அமைப்பின் வரலாற்றை அறிமுகப்படுத்துதல் – ரூதர்போர்டு நீல்ஸ்போரின் அணுக்கொள்கைகளின் குறைபாடுகள் – அணு அமைப்பு பற்றிச் சாமர்பீல்டின் விளக்கத் தொடர்ச்சி – எலக்ட்ரான் அமைப்பும் குவாண்டம் எண்களும் – ஆர்பிட்டால்கள் s, p மற்றும் d ஆர்பிட்டால்களின் வடிவங்கள் – எலக்ட்ரான்களுக்கான குவாண்டம் எண்களைக் குறிப்பிடல் – பௌலியின் தவிர்ப்புத் தத்துவம் – ஹூண்ட் விதி – ஆஃபா தத்துவம் – ஆர்பிட்டால்களின் நிலைப்புத் தன்மை – எலக்ட்ரான் அமைப்பு முறை அடிப்படையில் தனிமங்களை வகைப்படுதுதல்.

அலகு 5 - ஆவர்த்தன அட்டவணை

ஆவர்த்தன அட்டவணையின் சுருக்கிய வரலாறு – IUPAC ஆவர்த்தன அட்டவணை – அணு எண். 100 க்கு மேல் உள்ள தனிமங்களை IUPAC முறையில் பெயரிடுதல் – எலக்ட்ரான் அமைப்பும் ஆவர்த்தன அட்டவணையும் – ஆவர்த்தன பண்பு – தனிமங்களின் முரண்பட்ட ஆவர்த்தன பண்புகள்.

அலகு 6 - தொகுதி 1 *s* - தொகுதி தனிமங்கள்

ஹைட்ரஜனின் ஐசோடோப்புகள் தன்மையும், பயன்களும் – ஆர்த்தோ ஹைட்ரஜன், பாரா ஹைட்ரஜன் – கன நீர் – ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு – திரவ ஹைட்ரஜன் ஒரு எரிபொருள் – கார உலோகங்கள் – பொதுவான பண்புகள் – வேதிப் பண்புகள் – ஆக்சைடு மற்றும் ஹைட்ராக்சைடுகளின் காரத்தன்மை – லித்தியம் மற்றும் சோடியத்தைப் பிரித்தெடுத்தல் – பண்புகளும் பயன்களும்.

அலகு 7 - தொகுதி 2 *s*–தொகுதி தனிமங்கள்

பொதுவான பண்புகள் – மெக்னீசியம் – காரமண் உலோகங்களின் சேர்மங்கள்.

அலகு 8 – *p* – தொகுதி தனிமங்கள்

p – தொகுதி தனிமங்களின் பொதுவான பண்புகள் – தொகுதி – 13. போரான் தொகுதி – போரானின் முக்கிய தாதுக்கள் – போரானைப் பிரித்தெடுத்தல், பண்புகள் – போரானின் சேர்மங்கள் – போராக்ஸ், போரேன்கள், டைபோரேன்கள், போரோசோல்

– தயாரித்தல், பண்புகள் – கார்பன் தொகுதி – தொகுதி 14 - கார்பனின் புறவேற்றுமை – கிராபைட் மற்றும் வைரத்தின் வடிவ வேறுபாடு – கார்பன் தொகுதியில் ஆக்சைடுகள், கார்பைடுகள், ஹேலைடுகள் மற்றும் சல்பைடுகளின் இயற்பியல், வேதியியல் பண்புகள் – நைட்ரஜன் – தொகுதி – 15 – இயற்கையில் மற்றும் வேதியியல் துறையில் நைட்ரஜன் – தொகுதி – 15 - இயற்கையில் மற்றும் வேதியியல் துறையில் நைட்ரஜன் நிலைப்படுத்தல் – நைட்ரிக் அமிலம் – ஆஸ்வால்டு முறை – நைட்ரஜன் மற்றும் அதன் சேர்மங்களின் பயன்கள் – ஆக்ஸிஜன் – தொகுதி – 16 - மூலக்கூறு ஆக்ஸிஜனின் முக்கியத்துவம் – செல் எரிபொருள் – பிறவிநிலை ஆக்ஸிஜனுக்கும், மூலக்கூறு ஆக்ஸிஜனுக்கும் உள்ள வேறுபாடு – ஆக்சைடுகளின் வகைகள் அமில, கார நடுநிலை மற்றும் பெராக்சைடுகள் – O_3 தயாரித்தல், பண்புகள் மற்றும் அமைப்பு – ஓசோன் படலத்தைப் பாதிக்கும் காரணிகள்.

இயற்பியல் வேதியியல்

அலகு 9 - திட நிலைமை I

திடப் பொருட்களின் வகைகள் – படிக நிலை, துகள் நிலை – அலகுக் கூடு – மில்லர் குறிகாட்டிகள் – கனசதுர படிக அமைப்பில் உள்ள படிகக் கூடுகளின் வகைகள்,

அலகு 10 - வாயு நிலைமை I

வாயுக்களின் நான்கு வகை அளந்தறியும் பண்புகள் – வாயு விதிகள் மற்றும் நல்லியல்பு வாயுச் சமன்பாடு – R என்ற வாயு மாறிலியின் கணக்கீடு – டால்டனின் பகுதி அழுத்த விதி – கிரஹாமின் பரவுதல் விதி – நல்லியல்பு நிலையிலிருந்து உண்மை வாயுக்கள் விலகிச் செல்வதற்கான காரணங்கள் – வாண்டர் வால்ஸின் சமன்பாடு – நிலைமாறு – தன்மை – ஜூல் தாம்சன் விளைவும், எதிர்மாறு வெப்பநிலையும் – வாயுக்களைத் திரவமாக்குதல் – வாயுக்களைத் திரவமாக்கும் முறைகள்.

அலகு 11 - வேதிப் பிணைப்பு

வேதிப் பிணைப்பு பற்றிய அடிப்படை விதிகள் – கோசல் – லூயிஸ் முறை – எண்ம விதி – வேதிப் பிணைப்பின் வகைகள் – அயனிப் பிணைப்பு – படிக ஆற்றல், பார்ன் – ஹேபர் முறை மூலம் படிக ஆற்றலைக் கணக்கிடல் – அயனிப் பிணைப்புச் சேர்மங்களின் பண்புகள் – சகவலு பினைப்பு – சகவலுப் பிணைப்பிற்கான லூயிஸ் அமைப்பு – சகவலுப் பிணைப்புச் சேர்மங்களின் பண்புகள் – பேஜான்ஸ் விதிகள் – சகவலு பிணைப்பின் முனைவு கொள் தன்மை – VSEPR மாதிரி – இணைதிறன் பிணைப்பு மூலம் சகவலு பிணைப்பினை அறிதல் – உடனிசைவின் கருத்தினை விளக்குதல் – ஈதல் பிணைப்பு.

அலகு 12 - தொகை சார் பண்புகள்

தொகை சார் பண்புகள் கருத்துகள். இதன் நோக்கம் – ஆவி அழுத்தக் குறைப்பு – ரவுல்ட் விதி – ஆஸ்வால்டு – வாக்கர் முறை. நீர்த்த கரைசலின் உறைநிலைத் தாழ்வு – பெக்மன் முறை – நீர்த்த கரைசலின் கொதிநிலை ஏற்றம் – காட்ரெல் முறை – சவ்வூடு பரவல் அழுத்தம் – சவ்வூடு பரவல் அழுத்த விதிகள் – பெர்க்லி–ஹார்ட்லி முறை – அசாதாரண தொகை சார் பண்புகள்.

அலகு 13 - வெப்ப இயக்கவியல் - I

வெப்ப இயக்கவியல் – நோக்கம் – வெப்ப இயக்கவியலில் காணும் அறிவுச் சொற்றொடர்கள் – வெப்ப இயக்கவியல் பண்புகள் – தன்மை – வெப்ப இயக்கவியலின் பூஜ்யவிதி – வெப்ப இயக்கவியலின் முதல் விதி – அக ஆற்றல் – என்தால்பி – ΔH மற்றும் ΔE இடையே உள்ள தொடர்பு – முதல் விதியின் வாய்பாடு – முதல் விதியின் கணித வாய்ப்பாடு – நிலைமாறு வினை வெப்பம் – உருவாதலின் வினை வெப்பம் – எரிதலின் வினை வெப்பம் – நடுநிலையாதலின் வினை வெப்பம் – ஆற்றலின் பல்வேறு மூலங்கள் – முறைசாரா ஆற்றல் மூலங்கள்.

அலகு 14 - வேதிச் சமநிலை - I

வேதிச் சமநிலையின் நோக்கங்கள் – மீள்வினை மற்றும் மீளா வினை – வேதிச் சமநிலையின் தன்மை – இயற்பியல் மாற்றங்களின் சமநிலை – வேதியியல் மாற்றங்களில் சமநிலை – வேதிச் சமநிலைக்கான விதியும், சமநிலை மாறிலியும் – ஒருபடித்தான சமநிலை – பலபடித்தான சமநிலை.

அலகு 15 - வேதிவினை வேகவியல் - I

நோக்கம் – வேதி வினைகளின் வேகம் – வினைவேக விதியும், வினை வேகத்தை நிர்ணயிக்கும்படி – வினைவேக விதியைப் பயன்படுத்தி வினைவேகம் கணக்கிடுதல் – வேதி வினைகளுக்கான வினைபடி எண்ணம், மூலக்கூறு எண்ணும் – வினைவேக விதியில் பயன்படும் அடுக்கு எண்கள் பற்றிய கணக்கீடு – படி எண்ணை அடிப்படையாகக் கொண்டு வினை வேகத்தை வகைப்படுத்துதல்.

கரிம வேதியியல்

அலகு 16 - கரிம வேதியியலின் அடிப்டைக் கொள்கைகள்

கட்டுமானத் தன்மை – கரிமச் சேர்மங்களின் வகைபாடுகள் – வினைபடு செயல்தொகுதிகள் – பெயரிடும் முறை – மாற்றியம் – கரிம வினைகளின் வகைகள் – பிணைப்புகளின் பிளவு – எலக்ட்ரான்கள் கவர் பொருட்கள் மற்றும் கருக்கவர் பொருட்கள் – கார்போனியம் அயனி, கார்பன் எதிர் அயனி – இயங்கு உறுப்புகள் – சகப் பிணைப்பில் எலக்ட்ரான் இடப்பெயர்ச்சி.

அலகு 17 - கரிமச் சேர்மங்களைத் தூய்மைப்படுத்துதல்

கரிமச் சேர்மங்களின் தன்மைகள் – படிகமாக்கல் – பின்னப் படிகமாக்கல் பதங்கமாதல் – காய்ச்சி வடித்தல் – பின்னக்காய்ச்சி வடித்தல் – நீராவியால் காய்ச்சி வடித்தல் – வண்ணப் பிரிகை முறை.

அலகு 18 - தனிமங்களைக் கண்டறிதலும் அளவிடுதலும்

கார்பன் மற்றும் ஹைடிரஜனைக் கண்டறிதல் – நைட்ரஜனைக் கண்டறிதல் – ஹாலஜன்களைக் கண்டறிதல் – கந்தகத்தைக் கண்டறிதல் – கார்பன் மற்றும் ஹைட்ரஜனை அளவிடுதல் – நைட்ரஜனை அளவிடுதல் – கந்தகத்தை அளவிடல் – ஹாலஜன்களை அளவிடுதல்.

அலகு 19 - ஹைட்ரோ கார்பன்கள்

ஹைட்ரோ கார்பன்களை வகைப்படுத்துதல் – IUPAC பெயரிடும்முறை ஆல்கேன்களின் மூலங்கள் – ஆல்கேன்களின் பொதுத் தயாரிப்பு முறைகள் இயற்பண்புகள் – வேதிப்பண்புகள் – ஆல்கேன்களின் வடிவமைப்புகள் ஆல்கீன்கள் – ஆல்கீன்களின் IUPAC முறையில் பெயரிடுதல் – பொதுத் தயாரிப்பு முறைகள் – இயற்பியல் பண்புகள் – வேதிப் பண்புகள் – பயன்கள் – ஆல்கைன்கள் – ஆல்கைன்களை IUPAC முறையில் பெயரிடுதல் – பொதுவான தயாரிப்பு முறைகள் – இயற்பியல்பண்புகள் – வேதிப் பண்புகள் – பயன்கள்.

அலகு 20 - அரோமேட்டிக் ஹைட்ரோ கார்பன்கள்

அரோமேட்டிக் ஹைட்ரோ கார்பன்கள் – அரோமேட்டிக் ஹைட்ரோ கார்பன்களின் IUPAC பெயரிடல் முறை – பென்சீனின் கட்டமைப்பு – பென்சீன் வளையத்தில் பதிலீடுகளின் ஒருமுகப்படுத்தும் தன்மை – வியாபார அளவில் பென்சீன் தயாரித்தல் – பென்சீன் மற்றும் படி வரிசைகளைத் தயாரிக்கும் பொதுமுறைகள் – இயற்பியல் பண்புகள் – வேதிப் பண்புகள் – பயன்கள் – நச்சு மற்றும் புற்றுநோய் தூண்டும் தன்மை.

அலகு 21 - கரிம ஹாலஜன் சேர்மங்கள்

கரிம ஹாலஜன் சேர்மங்களை வகைப்படுத்துதல் – ஆல்கைல் ஹாலைடுகளுக்கு IUPAC முறை பெயரிடுதல் – பொதுத் தயாரிப்பு முறைகள் – பண்புகள் – கருக்கவர் பதிலீட்டு வினை – நீக்க வினை – பயன்கள் – அரைல் ஹாலைடுகள் – பொதுத் தயாரிப்பு முறைகள் – பண்புகள் – பயன்கள் – அர்அல்கைல் ஹாலைடுகள் – அரைல் ஹாலைடு, அர் அல்கைல் ஹாலைடுகள் ஒப்பிடுதல் – கிரிக்னார்டு வினைப் பயன்கள் – தயாரிப்பு – தொகுப்பு முறை பயன்கள்.

11 ஆம் வகுப்பிற்குரிய செய்முறை வேதியில்

I. **பியூரெட், பிப்பெட் மற்றும் மடக்கைகளை (Logrithms) பற்றி அறிந்து கொள்ள விளக்குதல்.**

II. **சேர்மங்கள் தயாரிப்பு**

1. படிகமற்ற காப்பர் சல்பேட் கரைசலில் இருந்து படிக காப்பர் சல்பேட் தயாரித்தல்.
2. மோர்உப்பு (படிக பெர்ரஸ் அம்மோனியம் சல்பேட் தயாரித்தல்)
3. ஆஸ்பிரின் தயாரித்தல்
4. அயோடோபார்ம் தயாரித்தல்
5. டெட்ரமின்காப்பர்(II)சல்பேட் தயாரித்தல்.

III. **ஒரு நேர் அயனி, ஒரு எதிர் அயனி ஆகியவைகளை கீழ்க்காணுபவைகளிலிருந்து பண்பறி பகுப்பாய்தல்.**

நேர் அயனிகள் : Pb^{2+}, Cu^{2+}, $Al^{3+,}$ Mn^{2+}, Zn^{2+}, Ca^{2+}, Mg^{2+}, NH^{4+}

எதிர் அயனிகள் : போரேட், சல்பைடு, சல்பேட், கார்பனேட், நைட்ரேட், குளோரைடு, புரோமைடு

IV. **குறைந்த உருகுநிலை உடைய திண்மத்தின் உருகுநிலையை கண்டறிதல்.**

V. **தரம் பார்த்தல்.**

அமில - கார தரம் பார்த்தல்

1. நியம ஆக்ஸாலிக் அமிலம் மற்றும் சோடியம் கார்பனேட் கரைசல்களை தயாரித்தல்.
2. HCl Vs NaOH தரம் பார்த்தல்.
3. HCl Vs Na_2CO_3 தரம் பார்த்தல்.
4. ஆக்ஸாலிக் அமிலம் Vs NaOH தரம் பார்த்தல்.

பொருளடக்கம்

அலகு எண்.		பக்கம் எண்.
	கனிம வேதியியல்	
1.	வேதியியல் கணக்கீடுகள்	1
2.	உலோகவியல் பற்றிய பொதுவான குறிப்புகள்	46
3.	அணு அமைப்பு – I	61
4.	தனிமங்களை வகைப்படுத்துதல் – I	81
5.	தொகுதி 1 *s*–தொகுதி தனிமங்கள்	113
6.	தொகுதி 2 *s*–தொகுதி தனிமங்கள்	139
7.	*p*–தொகுதி தனிமங்கள்	153
	இயற்பியல் வேதியியல்	
8.	திட நிலைமை – I	185
9.	வாயு நிலைமை – I	205

கனிம வேதியியல்

1. வேதியியல் கணக்கீடுகள்

கற்றலின் கோட்பாடுகள்

- *சமன்பாட்டு எடையினை கண்டறியும் முறை பெறப்பட்டு, பல சேர்மங்களின் சமன்பாட்டு எடையினை அறிதல்.*
- *அவேகாட்ரோ எண்ணை புரிந்து, பின்னர் அதன் முக்கியத்துவத்தை உணர்தல்.*
- *மோல் கொள்கை மற்றும் கிராம் அலகுகளை மோல்களாக மாற்றம் செய்வதை புரிந்து கொள்ளல்.*
- *விகித மற்றும் மூலக்கூறு வாய்ப்பாடுகளை அறிதல். விகித வாய்ப்பாட்டில் இருந்து மூலக்கூறு வாய்ப்பாட்டினை அடையும் வழிமுறைகளை புரிந்து கொள்ளல்.*
- *வேதிவிகிதச் சமன்பாடுகளைப் புரிந்து கொள்ளல்.*
- *மூலக்கூறு நிலையில், சமன்பாட்டினை சமன் செய்யும் முறைகளை அறிதல்.*
- *ஒடுக்கம் மற்றும் ஆக்சிஜனேற்றம் பற்றி புரிந்து கொள்ளல்.*
- *ஆக்சிஜனேற்ற எண்ணைக் கொண்டு, ஒடுக்க ஏற்ற சமன்பாட்டினை சமன் செய்யும் முறையினை அறிதல்.*

1.1 மூலக்கூறு வாய்ப்பாட்டு எடை (Formula Weight FW)

ஒரு சேர்மத்தின் மூலக்கூறு வாய்ப்பாட்டில் காணும் அனைத்து அணுக்களின் அணு நிறைகளின் கூட்டுத்தொகையே அச்சேர்மத்தின் மூலக்கூறு வாய்ப்பாட்டு எடை ஆகும். அது மூலக்கூறாகவும் இருக்கலாம். அல்லது மூலக்கூறு இல்லாமலும் இருக்கலாம்.

சோடியம் குளோரைடு, NaCl ன் வாய்ப்பாட்டு எடை 58.44 amu ஆகும்.

(சோடியத்தின் அணு எடை 22.99 amu + குளோரினின் அணு எடை 35.45 amu)

சோடியம் குளோரைடு, அயனிகளாய் இருப்பதால், இதனை NaCl மூலக்கூறு எடை என்று சொல்வதில் எந்த உண்மையும் கிடையாது. ஆனால் அதே சமயம், மூலக்கூறெடை மற்றும் வாய்ப்பாட்டு எடை, மூலக்கூறு வாய்ப்பாட்டில் இருந்து பெறப்படின், இரண்டுமே சமம்.

தீர்வு கணக்கு

அணு எடை அட்டவணை (AW) யைப் பயன்படுத்தி, பின்வருவனவற்றின் வாய்ப்பாட்டு எடையினைக் கணக்கிடு விடைகளை மூன்று முக்கியத்துவம் வாய்ந்த எண்களில் குறிப்பிடு.

(a) குளோரோபார்ம் $CHCl_3$

(b) அயர்ன்(III)சல்பேட் $Fe_2(SO_4)_3$

தீர்வு

(a) $1 \times$ AW of C	=	12.0 amu
$1 \times$ AW of H	=	1.0 amu
$3 \times$ AW of Cl $= 3 \times 35.45$	=	106.4 amu
$CHCl_3$ ன் வாய்ப்பாட்டு எடை	=	119.4 amu

இந்த விடை மூன்று முக்கியம் வாய்ந்த எண் மதிப்பிற்கு மாற்றப்படுகிறது. எனவே விடை 119 amu.

(b) அயர்ன்(III)சல்பேட்

$2 \times$ Feன் அணு எடை	=	$2 \times 55.8 = 111.6$ amu
$3 \times$ Sன் அணு எடை	=	$3 \times 32.1 = 96.3$ amu
3×4 Oன் அணு எடை	=	$12 \times 16 = 192.0$ amu
$Fe_2(SO_4)_3$ ன் வாய்ப்பாட்டு எடை	=	399.9 amu.

இவ்விடை முக்கியத்துவ எண் மூன்றுக்கு மாற்றப்படும் பொழுது 4.00×10^2 amu கிடைக்கிறது.

பயிற்சி கணக்குகள்

கீழ்க்காணும் சேர்மங்களின் வாய்ப்பாட்டு எடைகளைக் கணக்கிடுக.

(a) NO_2 (b) குளுகோஸ் $(C_6H_{12}O_6)$ (c) NaOH (d) $Mg(OH)_2$

(e) மெத்தனால் (CH_3OH) (f) PCl_3 (g) K_2CO_3

1.2 அவேகாட்ரோ எண் (N_A)

12 கி (கார்பன் – 12) ல் காணும் அணுக்களின் எண்ணிக்கையே அவேகாட்ரோ எண்ணாகும் (இதன் குறியீடு N_A)

சமீபத்திய அளவீடுகள், இந்த எண்ணின் மதிப்பு 6.0221367×10^{23} என்ற மதிப்பைத் தந்ததால், 6.023×10^{23} என்று குறிக்கப்படுகிறது.

ஒரு மோல் பொருளில், அவேகாட்ரோ எண்ணிக்கை உள்ள மூலக்கூறுகள் அடங்கியுள்ளன. ஒரு டஜன் முட்டைகளில் 12 முட்டைகள் உள்ளன. ஒரு குரோஸ் பென்சில்கள் 144 பென்சில்களுக்குச் சமம் மற்றும் 1 மோல் எத்தனால் 6.023×10^{23} எத்தனால் மூலக்கூறுகளுக்குச் சமம்.

முக்கியத்துவம்

SO_2 ன் மூலக்கூறு நிறை 64g mol^{-1}. 64 g SO_2 ல் 6.023×10^{23} SO_2 மூலக்கூறுகள் உள்ளன. 2.24×10^{-2} m^3, SO_2 S.T.P நிலையில் 6.023×10^{23} மூலக்கூறுகளை உள்ளடக்கியது.

இதைப் போன்றே CO_2 ன் மூலக்கூறு நிறை 44 g mol^{-1} 44 g CO_2 ல் 6.023×10^{23} மூலக்கூறுகள் உள்ளன. S.T.P. ல் 2.24×10^{-2} m^3 CO_2 6.023×10^{23} CO_2 மூலக்கூறுகளைக் கொண்டுள்ளது.

1.3 மோல் கொள்கை

ஒரு வினையினை நிகழ்த்தும்பொழுது, பொதுவாக, அதில் ஈடுபடும் அணுக்கள் அல்லது மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையை அறிவதில் ஆர்வம் இருக்கும். மாறுபட்ட வினைப்பொருட்களின் அணு அல்லது மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையை அறிவதில் ஆர்வம் இருக்கும். சில சமயங்களில், மாறுபட்ட வினைப்பொருட்களின் அணு அல்லது மூலக்கூறுகளின் குறிப்பிட்ட விகிதத்தை எடுத்துக் கொள்ள வேண்டியிருக்கும். (எ.கா.) கீழ்க்காணும் வினையினை கருத்தில் கொள்க.

$$2\,H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

இந்த வினையில் ஒரு மூலக்கூறு ஆக்சிஜன் இரு மூலக்கூறுகள் ஹைட்ரஜனுடன் வினைக்கு உட்படுகிறது. எனவே ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஆக்ஸிஜன் மூலக்கூறுகளின் விகிதம் 2 : 1 என அவசியமாகிறது. எனவேதான் வினைப் பொருட்கள் முழுவதுமாக வினையில் ஈடுபடும். ஆனால் அணுக்களோ, மூலக்கூறுகளோ அளவில் சிறியது. எனவே, ஒவ்வொன்றையும் தனித்தனியாக எண்ணுவது என்பது இயலாத ஒன்றாகும்.

எனவே, இந்த இடுக்கண்களிலிருந்து விடுபட, 'மோல் கொள்கை' அறிமுகப்படுத்தப்பட்டது. இக்கொள்கையின்படி, ஒவ்வொரு பொருளில் காணும் துகள்களின் எண்ணிக்கை அப்பொருளின் நிறையுடன் தொடர்பு ஏற்படுத்தப்படுகிறது.

வரையறை

கார்பன்–12 ஐசோடோப்பில், 12 கி நிறையில் காணப்படும் கார்பன் அணுக்களின் எண்ணிக்கைக்குச் சமமான அளவு ஆதாரத் துகள்களைக் கொண்டுள்ள பொருளின் நிறையே ஒரு மோல் எனப்படும். அதாவது ஒரு மோல் அணு அவோகாட்ரோ எண்ணிக்கை அணுக்களைக் கொண்டது.

ஒரு மோல்	=	6.023×10^{23} துகள்கள்
ஒரு மோல் ஆக்சிஜன் மூலக்கூறு	=	6.023×10^{23} ஆக்சிஜன் மூலக்கூறுகள்
ஒரு மோல் ஆக்சிஜன் அணு	=	6.023×10^{23} ஆக்சிஜன் அணுக்கள்
ஒரு மோல் எத்தனால்	=	6.023×10^{23} எத்தனால் மூலக்கூறுகள்

அயனிப் பொருட்களுக்கு அப்பொருளின் வாய்ப்பாடு அலகு எண்ணிக்கையைப் பொறுத்து ‘மோல்’ தொடர் பயன்படுத்தப்படுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு மோல் சோடியம் கார்பனேட்டில், (Na_2CO_3) 6.023×10^{23} அலகுகள் உள்ளன.

ஒரு மோல் Na_2CO_3-யில் $2 \times 6.023 \times 10^{23}$ Na^+ அயனிகளும் $1{\times}6.023{\times}10^{23}$ கார்பனேட் CO_3^{2-} அயனிகளும் உள்ளன. மோல் தொடரினைப் பயன்படுத்தும் பொழுது, மூலக்கூறு வாய்ப்பாட்டினைக் குறிப்பிடுதல், தவறுதல்களைத் தவிர்க்கும். எ.கா. ஒரு மோல் ஆக்சிஜன் அணுவில் (வாய்ப்பாடு, O) 6.023×10^{23} ஆக்சிஜன் அணுக்கள் உள்ளன. ஒரு மோல் ஆக்சிஜன் மூலக்கூறில் (வாய்பாடு, O_2) 6.023×10^{23} ஆக்சிஜன் மூலக்கூறுகள் அல்லது $2 \times 6.023 \times 10^{23}$ ஆக்சிஜன் அணுக்கள் உள்ளன.

மோலார் நிறை

ஒரு மோல் பொருளின் நிறையே, அதன் மோலார் நிறையாகும். நிறை மற்றும் மோல் கீழ்க்காணும் தொடர்பினை உடையவை.

$$\text{மோலார் நிறை} = \frac{\text{நிறை}}{\text{மோல்}}$$

எ.கா. கார்பனின் சரியான மோலார் நிறை 12 கி/மோல்.

கணக்குகள்

தீர்வு கணக்குகள்

1. கிராம் அலகுகளில் ஒரு குளோரின் அணுவின், (Cl) நிறை என்ன ? கிராம் அலகில் HCl அமிலத்தின் நிறை யாது ?

தீர்வு

1. Cl னின் அணுநிறை 35.5 amu (அநிஅ), எனவே குளோரின் அணுவின் நிறை 35.5 கி/மோல் (35.5 கி/மோல்), 35.5 கி. ஐ 6.023×10^{23} ஆல் வகுக்க ஒரு குளோரினின் நிறை கிடைக்கிறது.

$$\text{ஒரு குளோரின் அணுவின் நிறை} = \frac{35.5 \text{ கி}}{6.023 \times 10^{23}} = 5.90 \times 10^{-23} \text{ கி}$$

2. HCl ன் மோலார் நிறை, H ன் அணு எடையுடன், Cl னின் அணுநிறையினை கூட்டி, பெறப்படுகிறது. அதாவது (1.01 + 35.5) amu (அநிஅ) = 36.5 amu.

எனவே 1 மோல் HCl, 36.5 கி HCl ஐ உள்ளடக்கியது.

$$\text{ஒரு HCl மூலக்கூறின் நிறை} = \frac{36.5 \text{ கி}}{6.023 \times 10^{23}} = 6.06 \times 10^{-23} \text{ கி}$$

பயிற்சி கணக்குகள்

1. கால்சியம் Ca, அணுவின் நிறையினை, கிராம் அலகால் கணக்கிடு.
2. ஒரு எத்தனால், C_2H_5OH மூலக்கூறின் நிறையினை, கிராம் அலகில் கணக்கிடு.
3. கீழ்காணுபவைகளில் ஒவ்வொன்றின் நிறையினை (கிராம் அலகில்) கணக்கிடு.

   (a) Na அணு (b) S அணு (c) CH_3Cl மூலக்கூறு (d) Na_2SO_3 வாய்பாடு அலகு

1.3.1 மோல் கணக்கீடுகள்

ஒரு மோல் பொருளின் நிறையினைக் கண்டறிய இரு முக்கிய குறிப்புகளை அறிதல் அவசியம்.

(i) பொருளில், காணும் மோல் எண்ணிக்கையின் நிறை எவ்வளவு ?

(ii) தரப்பட்ட வாய்பாடு அலகில் உள்ள மோல் எண்ணிக்கையில் அடங்கியுள்ள நிறை எவ்வளவு ?

இவ்விரு கணக்கீடுகளும் பகுப்பாய்வில் அறியப்படுகிறது.

இவைகளை விளக்குவதற்கு, எத்தனால், (C_2H_5OH) கிராம் அலகிலிருந்து மோல்களாக மாற்றப்படுவதை எடுத்துக் கொள்வோம். எத்தனாலின் மோலார் நிறை 46.1 (கி), எனவே

$$1 \text{ மோல் } C_2H_5OH = 46.1 \text{ (கி) } C_2H_5OH$$

எனவே, எத்தனால், அதன் கிராம் அலகிலிருந்து மோல்களுக்கு மாற்றம் செய்யப்படும்.

வாய்பாடு, $\dfrac{C_2H_5OH \text{ நிறை}}{46.1 \text{ (கி)}}$ ஆகும்.

இதேபோன்று எத்தனால் மோல்களை, அதன் கிராம் அலகுகளுக்கு மாற்ற பயன்படுவது

$\dfrac{46.1 \text{ (கி)}}{1 \text{ மோல் } C_2H_5OH}$ என்ற வாய்ப்பாடாகும்.

10.0 கி எத்தனாலிலிருந்து அசிட்டிக் அமிலம் தயாரிக்கப்படுகிறது. 10.0 கி எத்தனாலில் உள்ள அதன் மோல்களைக் கணக்கிடுக. பின்வருமாறு எடை மோல்களாக மாற்றப்படுகிறது.

$$10.0 \text{ கி } C_2H_5OH \times \frac{1 \text{ மோல் } C_2H_5OH}{46.1 \text{ கி } C_2H_5OH} = 0.217 \text{ மோல் } C_2H_5OH$$

1.3.2 பொருட்களின் மோல்களை, கிராம்களாக மாற்றம் செய்தல்

தீர்வு கணக்குகள்

1. $Zn\,I_2$, தனிமங்களின் நேரடி வினையால் பெறப்படும் சேர்மம். ஒரு வேதியியலார் 0.0654 மோல் ZnI_2 உண்டாவதைக் கண்டறிந்தார். அதன் நிறை யாது ?

தீர்வு

$Zn\,I_2$ ன் மோலார் நிறை 319 கி/மோல் (இதன் வாய்ப்பாடு நிறை 319 amu). இந்த மதிப்பு Zn மற்றும் I_2 அணு எடைகளைச் சேர்த்து பெறப்பட்டது.)

எனவே,

$$0.0654 \text{ மோல் } ZnI_2 \times \frac{319 \text{ கி } ZnI_2}{1 \text{ மோல் } ZnI_2} = 20.9 \text{ g } ZnI_2$$

பயிற்சி கணக்குகள்

1. H_2O_2 நிறமற்ற நீர்மம். இதன் செறிவான கரைசல் ராக்கெட் எரிபொருளை தயாரிக்கும் மூலமாக பயன்படுகிறது. நீர்த்த நீர்க்கரைசல்கள் ஒரு வெளுக்கும் பொருளாக பயன்படுகிறது. கரைசலை பகுப்பாய்வு செய்த போது 0.909 மோல் H_2O_2 1.00 L கரைசலில் இருந்தது. H_2O_2 ன் நிறை என்ன ?

2. போரிக் அமிலம், H_3BO_3 ஓர் எளிய புரைத்தடுப்பானாகவும் கண்களை கழுவவும் பயன்படுகிறது. ஒரு குடுவையில் 0.543 மோல் H_3BO_3 உள்ளது எனில் போரிக் அமிலத்தின் நிறை என்ன ?

3. CS_2 நிறமற்ற, எளிதில் தீப்பற்றிக் கொள்ளும் நீர்மம். இச்சேர்மம் ரேயான், செல்லோபேன் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது. ஒரு குடுவையில், 0.0205 மோல் CS_2 உள்ளது எனில் அதன் நிறை என்ன ?

பொருட்களின் கிராம்களை, மோல்களாக மாற்றும் முறை

லெட் (II) குரோமேட் தயாரித்த போது 45.6 கி $PbCrO_4$ கிடைத்தது. இதில் காணும் $PbCrO_4$ மோல்களின் எண்ணிக்கையை கண்டறி.

$PbCrO_4$ ன் மோலார் நிறை 323 கி/மோல்

$$\text{எனவே, } \frac{45.6 \text{ கி. } PbCrO_4 \times 1 \text{ மோல் } PbCrO_4}{323 \text{ கி. } PbCrO_4} = 0.141 \text{ மோல் } PbCrO_4$$

பயிற்சி கணக்குகள்

1. நைட்ரிக் அமிலம், HNO_3 ஒரு நிறமற்ற, அரிக்கும் நீர்மம். நைட்ரஜன் உரங்கள் மற்றும் வெடிப் பொருட்கள் தயாரிக்கவும் பெருமளவில் பயன்படுகிறது. சுரங்க தொழிலில் பயன்படும் ஒரு வித புதிய வெடிப் பொருட்களை தயாரிக்கும் சோதனையில் 28.5 கி நைட்ரிக் அமிலம் குடுவையில் ஊற்றப்படுகிறது. இதில் காணும் மோல் எண்ணிக்கை எவ்வளவு ?

2. பின்வருவனவற்றுள் உள்ள மோல்களின் எண்ணிக்கையைக் கண்டறி.

   (a) 3.43 g of C (b) 7.05 g Br_2 (c) 76g C_4H_{10} (d) 35.4 g Li_2CO_3
   (e) 2.57 g As (f) 7.83 g P_4 (g) 41.4 g N_2H_4 (h) 153 g $Al_2(SO_4)_3$

குறிப்பிட்ட நிறையுடைய மூலக்கூறுகளில் காணும் மோல்களின் எண்ணிக்கையை கணக்கிடுதல்

தீர்வு கணக்கு

3.46 g ஹைட்ரஜன் குளோரைடில், உள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையைக் கணக்கிடு.

குறிப்பு

தரப்படும் பொருளில் காணும் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை, சேர்மத்தின் மோல்களுடன் தொடர்புடையது. (1 மோல் HCl = 6.023×10^{23} HCl மூலக்கூறுகள்), எனவே முதலில் HCl கிராம்களை, மோல்களுக்கு மாற்றம் செய். பின்னர் மோல்களை, மூலக்கூறு எண்ணிக்கைக்கு மாற்றம் செய்.

தீர்வு

$$3.46\text{g HCl} \times \frac{1 \text{ மோல் HCl}}{36.5 \text{ g HCl}} \times \frac{6.023 \times 10^{23} \text{ HCl மூலக்கூறுகள்}}{1 \text{ மோல் HCl}}$$

$$= 5.71 \times 10^{22} \text{ HCl மூலக்கூறுகள்}$$

பயிற்சி கணக்குகள்

1. 56 mg HCN ல் எவ்வளவு மூலக்கூறுகள் உள்ளன ?
2. பின்வருவனவற்றைக் கணக்கீடு.

   (a) 43g NH_3 ல் காணும் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை

   (b) 32.0 g Br_2 ல் காணும் அணுக்களின் எண்ணிக்கை

   (c) 7.46 g Li ல் காணும் அணுக்களின் எண்ணிக்கை

1.4 சதவிகித இயைபு மற்றும் பருமனறி பகுப்பாய்விலிருந்து விகித வாய்ப்பாட்டினைக் கணக்கிடல்

விகித வாய்ப்பாடு அல்லது முற்றுப்பெறாத வாய்பாடு

"ஒரு சேர்மத்தின் விகித வாய்பாடு என்பது, அச்சேர்மத்தின் ஒரு மூலக்கூறில் அடங்கியுள்ள பல்வேறு தனிமங்களின் அணுக்களின் எண்ணிக்கையின் சுருக்கிய விகிதம் ஆகும்."

பெரும்பாலான அயனிப் பொருட்களுக்கு, விகித வாய்பாடு, அச்சேர்மத்தின் வாய்பாடாகும். ஆனால் மூலக்கூறு பொருட்களுக்கு இவ்வாறில்லை. எடுத்துக்காட்டாக, சோடியம் பெராக்சைடின் அயனிச் சேர்மத்தில் காணும் Na^+ மற்றும் O_2^{2-} உள்ளிட்ட வாய்பாடு Na_2O_2 ஆகும். இதன் விகித வாய்பாடு NaO. எனவே விகித வாய்பாடு, சேர்மத்தில் காணும் பல்வேறுபட்ட அணுக்களின் விகிதத்தைச் சொல்கிறது.

விகித வாய்பாட்டை எழுத கடைபிடிக்கும் படிகள்

தகுந்த முறைகளின் மூலம், ஒரு சேர்மத்தில் உள்ள தனிமங்களின் சதவீத இயைபுகள் கண்டறியப்படுகின்றன. இவ்வாறு சேகரிக்கப்பட்ட, தகவல்களைக் கொண்டு கீழ்க்காணும் படிகளில், விகித வாய்பாடு பெறப்படுகிறது.

(i) சேர்மங்களில் அடங்கியுள்ள தனிமங்களின் விகித வாய்பாட்டினைக் கணக்கிட, ஒவ்வொரு தனிமத்தின் சதவீத இயைபினை, அதன் அணுநிறையால் வகுக்கப்படல் வேண்டும். இக்கணக்கீட்டில் இருந்து, சேர்மத்தில் காணும் பல்வேறு தனிமங்களின் ஒப்பிட்டு விகிதம் பெறப்படுகிறது.

(ii) முதற்படியில் கிடைத்த ஈவுகளை மிகச் சிறிய ஈவால் வகுக்க வேண்டும். இதன் மூலம் பல்வேறு தனிமங்களின் சுருக்கப்பட்ட மோல் விகிதம் பெறப்படுகிறது.

(iii)இரண்டாம் படியில் கிடைத்த கணக்கீடுகளை முழு எண்ணாகப் பெற தகுந்த எண்களால் பெருக்கு.

(iv)இறுதியில், ஒவ்வொரு தனிமத்தின் குறியீட்டினை எழுதி மூன்றாம் படியில் கிடைத்த எண்ணினை வலது புறத்தில் கீழொட்டாக எழுதவும். இதுவே இச்சேர்மத்தின் சுருக்கிய விகித வாய்ப்பாடாகும்.

தீர்வு கணக்கு

ஒரு சேர்மத்தில் காணும் தனிமங்களின் சதவீத இயைபு வருமாறு :

Mg = 9.76%, S = 13.01%, O = 26.01%, H2O = 51.22%, இச்சேர்மத்தின் சுருக்கிய விகிதம் என்ன ? [Mg = 24, S = 32, O = 16, H = 1]

தீர்வு

தனிமம்	%	மோல்களின் எண்ணிக்கை	எளிய விகிதம்	சுருக்கிய முழு எண் விகிதம்
மெக்னீசியம்	9.76	$\frac{9.76}{24} = 0.406$	$\frac{0.406}{0.406} = 1$	1
சல்பர்	13.01	$\frac{13.01}{32} = 0.406$	$\frac{0.406}{0.406} = 1$	1
ஆக்சிஜன்	26.01	$\frac{26.01}{16} = 1.625$	$\frac{1.625}{0.406} = 4$	4
நீர்	51.22	$\frac{51.22}{18} = 2.846$	$\frac{2.846}{0.406} = 7$	7

எனவே சுருக்கிய விகித வாய்பாடு $Mg\ SO_4.7H_2O$.

பயிற்சி கணக்குகள்

1. ஆய்வின் முடிவில், ஒரு பொருளில் அடங்கியுள்ள தனிமங்களின் சதவீத இயைபு கீழ்க்கண்டவாறு அமைந்தது. Na = 43.4%, C = 11.3%, O = 43.3%. இச்சேர்மத்தின் சுருக்கிய விகித வாய்ப்பாட்டைக் கணக்கிடு. (Na = 23, C = 12, O = 16). விடை : Na_2CO_3
2. பின்வரும் சதவீத இயைபைக் கொண்டுள்ள சேர்மத்தின் சுருக்கிய வாய்பாடினைக் கணக்கிடு. கார்பன் 80%, ஹைட்ரஜன், 20%. விடை : CH_3
3. பகுப்பாய்வின்படி, கிடைத்த கீழ்க்காணும் சதவீத இயைபுகளைக் கொண்டுள்ள சேர்மத்தின் சுருக்கிய விகித வாய்ப்பாட்டினைக் கணக்கிடு. C - 54.54%, H = 9.09%, 0 = 36.36%. விடை : C_2H_4O.

1.4.1 விகித வாய்பாட்டிலிருந்து, மூலக்கூறு வாய்ப்பாட்டினைக் கணக்கிடுதல்

ஒரு சேர்மத்தின் மூலக்கூறு வாய்பாடு என்பது, அதன் சுருக்கிய விகித வாய்பாட்டின் பெருக்குத் தொகை ஆகும்.

எடுத்துக்காட்டு

அசிட்டிலினின் மூலக்கூறு வாய்பாடு, C_2H_2, $(CH)_2$ க்குச் சமம். இதனைப் போன்றே, பென்சினீன் மூலக்கூறு வாய்பாடு C_6H_6, $(CH)_6$ க்குச் சமம். எனவே, மூலக்கூறு எடை என்பது, சுருக்கிய விகித வாய்பாட்டின் ஒரு குறிப்பிட்ட மடங்காகும். மூலக்கூறு வாய்ப்பாடு, சுருக்கிய விகித வாய்ப்பாட்டில் அடங்கியுள்ள தனிமங்களின் அணு எடைகளின் கூட்டுத் தொகையில் இருந்து பெறப்படுகிறது. எனவே எந்த மூலக்கூறு சேர்மத்திற்கும்,

மூலக்கூறு எடை $= n \times$ சுருக்கிய விகித வாய்ப்பாட்டின் எடை

'n' என்பது மூலக்கூறில் உள்ள சுருக்கிய விகித வாய்ப்பாட்டின் எண் மதிப்பாகும். n-ன் மதிப்பு, கீழ்க்காணும் சமன்பாட்டின் மூலம் பெறப்படுகிறது.

$$n = \frac{\text{மூலக்கூறெடை}}{\text{சுருக்கிய விகித வாய்ப்பாட்டின் எடை}}$$

மூலக்கூறு வாய்ப்பாட்டினை எழுத பின்பற்றப்படும் படிகள்

(i) சுருக்கிய விகித வாய்பாட்டினைக் கணக்கிடு.

(ii) சுருக்கிய விகித வாய்பாட்டில் உள்ள தனிமங்களின் அணு எடையைக் கூட்டி, சுருக்கிய விகித வாய்பாட்டு எடையினைக் கண்டறிக.

(iii) மூலக்கூறெடையை (தகுந்த சோதனையின் மூலம் பெறப்பட்டது) சுருக்கிய விகித வாய்பாட்டு எடையால் வகுத்து, 'n' முழு எண் பெறப்படுகிறது.

(iv) 'n'ன் மதிப்பை, சுருக்கிய விகித வாய்பாட்டுடன் பெருக்கினால், சேர்மத்தின் மூலக்கூறு வாய்பாடு கிடைக்கும்.

தீர்வு கணக்கு

ஒரு சேர்மத்தை பகுப்பாய்வு செய்ததில் பின்வரும் இயைபு கண்டறியப்பட்டது. C = 54.54%, H = 9.09%, O = 36.36%. இச்சேர்மத்தின் ஆவி அடர்த்தி 44 ஆகும். சேர்மத்தின் மூலக்கூறு வாய்பாட்டினைக் கண்டறி.

தீர்வு

சுருக்கிய விகித வாய்பாட்டின் கணக்கீடு

தனிமம்	%	மோல்களின் ஒப்பீடு எண்	சுருக்கிய மோல் விகிதம்	சுருக்கிய முழு எண் விகிதம்
C	54.54	$\frac{54.54}{12} = 4.53$	$\frac{4.53}{2.27} = 2$	2
H	9.09	$\frac{9.09}{1} = 9.09$	$\frac{9.09}{2.27} = 4$	4
O	36.36	$\frac{36.36}{16} = 2.27$	$\frac{2.27}{2.27} = 1$	1

சுருக்கிய விகித வாய்பாடு $= C_2H_4O$

மூலக்கூறு வாய்பாடு கணக்கீடு

சுருக்கிய விகித வாய்பாட்டின் நிறை $= 12 \times 2 + 1 \times 4 + 16 \times 1 = 44$

மூலக்கூறு நிறை $= 2 \times$ ஆவி அடர்த்தி

$= 2 \times 44 = 88$

$$n = \frac{\text{மூலக்கூறெடை}}{\text{சுருக்கிய விகித வாய்பாட்டின் எடை}} = \frac{88}{44} = 2$$

மூலக்கூறு வாய்பாடு = சுருக்கிய வாய்பாடு $\times n = C_2H_4O \times 2$

$= C_4H_8O_2$

2. ஒரு சேர்மத்தைப் பகுப்பாய்வு செய்ததில் பின்வரும் இயைபுகள் அறியப்பட்டன. Na = 14.31% S = 9.97%, H = 6.22%, O = 69.5%, இச்சேர்மத்தில் காணும் எல்லா ஹைட்ரஜன்களும் ஆக்சிஜனோடு சேர்ந்த நிலையில் படிக நீரேறிய மூலக்கூறுகளாக உள்ளன. இச்சேர்மத்தின் மூலக்கூற வாய்பாட்டினைக் கணக்கிடு. இச்சேர்மத்தின் மூலக்கூறெடை 322. [Na = 23, S = 32, H = 2, 0 = 16]

தீர்வு : சுருக்கிய விகித வாய்பாட்டின் கணக்கீடு

தனிமம்	%	மோல்களின் ஒப்பீடு எண்	சுருக்கிய மோல் விகிதம்	சுருக்கிய முழு எண் விகிதம்
Na	14.31	$\frac{14.31}{23} = 0.62$	$\frac{0.62}{0.31} = 2$	2
S	9.97	$\frac{9.97}{32} = 0.31$	$\frac{0.31}{0.31} = 1$	1
H	6.22	$\frac{6.22}{1} = 6.22$	$\frac{6.22}{0.31} = 20$	20
O	69.5	$\frac{69.5}{16} = 4.34$	$\frac{4.34}{0.31} = 14$	14

சுருக்கிய விகித வாய்பாடு $Na_2SH_{20}O_{14}$

மூலக்கூறு வாய்பாடு கணக்கீடு

சுருக்கிய விகித வாய்பாட்டின் நிறை $= (23\times2)+32+(20\times1)+(16\times14) = 322$

$$n = \frac{\text{மூலக்கூறு நிறை}}{\text{சுருக்கிய விகித வாய்பாட்டின் நிறை}} = \frac{322}{322} = 1$$

எனவே மூலக்கூறு வாய்பாடு $= Na_2SH_{20}O_{14}$

இச்சேர்மத்தில் அனைத்து ஹைட்ரஜன்களும் H_2O மூலக்கூறுகளாக உள்ளன. அதாவது 20 ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் சேர்ந்த நிலையில் இருக்க வேண்டும் எனவே 20 ஹைட்ரஜன் அணுக்கள், 10 ஆக்சிஜன் அணுக்களோடு சேர்ந்து 10 மூலக்கூறு படிக நீர் மூலக்கூறுகளாக உள்ளன. எனவே எஞ்சிய $(14 - 10 = 4)$ ஆக்சிஜன் அணுக்கள், சேர்மத்தின் எஞ்சிய பகுதியில் உள்ளன. எனவே இசசேர்மத்தின் மூலக்கூறு வாய்பாடு $Na_2SO_4.10H_2O$.

பயிற்சி கணக்குகள்

1. ஒரு கரிமச் சேர்மம், கார்பன் = 40.65%, ஹைட்ரஜன் = 8.55% மற்றும் நைட்ரஜன் = 23.7% ஆகிய சதவீத இயைபுகளைக் கொண்டுள்ளது. இதன்

ஆவி அடர்த்தி = 29.5. இச்சேர்மத்தின் மூலக்கூறு வாய்பாடு என்ன ?
(விடை : C_2H_5NO)

2. ஒரு சேர்மத்தில் 32% கார்பன், 4% ஹைட்ரஜன் மற்றும் எஞ்சிய அளவு ஆக்சிஜனைக் கொண்டுள்ளது. இதன் ஆவி அடர்த்தி = 75. இச்சேர்மத்தின் சுருக்கிய விகித வாய்பாடு மற்றும் மூலக்கூறு வாய்பாட்டை கணக்கீடு.

(விடை : $C_2H_3O_3$, $C_4H_6O_6$)

3. ஒரு அமிலத்தின் மூலக்கூறு நிறை 104. இச்சேர்மத்தில் 34.6% கார்பன், 3.85% ஹைட்ரஜன் மற்றும் எஞ்சியது ஆக்சிஜன். அமிலத்தின் மூலக்கூறு வாய்பாட்டினைக் கணக்கிடு.

4. கீழ்க்காணும் சதவீத இயைபுகளை உடைய சேர்மத்தின் சுருக்கிய விகித வாய்பாடு என்ன ? கார்பன் 80%, ஹைட்ரஜன் 20%, இச்சேர்மத்தின் மூலக்கூறு நிறை 30 எனில், இதன் மூலக்கூறு வாய்பாட்டினை கணக்கிடுக.

1.5 சமன் செய்யப்பட்ட சமன்பாடுகள்

சமன் செய்தல்

ஒரு வேதி வினையில் ஈடுபடும் வினைப் பொருட்கள் மற்றும் விளைபொருட்களின் அளவுகளை கணக்கிடுவதே சமன் செய்தல் ஆகும். ஒரு வேதி வினையில் ஈடுபடும் வினைப் பொருட்களின் மோல் எண்ணிக்கைக்கும், விளை பொருட்களின் மோல் எண்ணிக்கைக்கும் உள்ள தொடர்பை அறிவதே சமன் செய்தலாகும். ஒரு சமன் செய்யப்பட்ட சமன்பாடு, ஒரு வேதி வினையினை சுருக்கிய அறிவியல் முறையில் குறிப்பிடுவதாகும்.

சமன் செய்யப்பட்ட சமன்பாடுகளை எழுவதில் பின்பற்றப்படும் விதிகள்

(i) சரியாக சமன் செய்யப்பட்ட சமன்பாட்டினை எழுத வேண்டுமெனில், வினைக்கு உட்படும் பொருட்கள், விளைந்த அனைத்து விளைபொருட்கள் மற்றும் அவற்றின் வேதி வாய்பாடுகளை அறிந்திட வேண்டும்.

(ii) அம்புக்குறிக்கு இடதுபுறம் வினைப் பொருட்களின் வாய்பாடுகளை எழுதி அவைகளுக்கிடையே நேர்க்குறி இட வேண்டும்.

(iii) அம்புக்குறியின் வலப்புறம், விளைந்த விளைப்பொருட்களின் வேதி வாய்பாடுகள் எழுதப்பட வேண்டும். ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட விளைபொருட்கள் இருப்பின், அவற்றுக்கிடையே நேர்க்குறி இடப்படல் வேண்டும். இவ்வாறு பெறப்பட்ட சமன்பாடு 'சமன் செய்யப்படாத சமன்பாடு' என்று அழைக்கப்படுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, பேரியம் குளோரைடு மற்றும் சோடியம் சல்பேட்

வேதிவினைக்குட்பட்டு, $BaSO_4$ மற்றும் NaCl ஆகியவற்றை தயாரிக்கும் சமன்பாடு கீழ்வருமாறு எழுதப்படுகிறது.

$$BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + NaCl$$

இச்சமன்பாடு, 'சமன் செய்யப்பட்ட சமன்பாடு அல்ல' பெரும்பாலான வினைகளில் சமன் செய்யப்படுவதில்லை.

எடுத்துக்காட்டாக, லெட் நைட்ரேட் சிதைவுற்று லெட் ஆக்சைடு, மற்றும் ஆக்சிஜனைத் தருகிறது. இதற்குரிய 'சமன் செய்யப்படாத சமன்பாடு' வருமாறு :

$$Pb(NO_3)_2 \rightarrow PbO + NO_2 + O_2$$

(iv) 'சமன் செய்யப்படாத சமன்பாட்டில்', இரு புறமும், காணும் துகள்களின் எண்ணிக்கை மற்றும் தன்மைகளும் சமமற்றவை.

(v) சமன்பாட்டினை, சமன் செய்யும் பொழுது, பொருட்களின் வாய்பாடுகள் மாற்றப்படாமல், மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை மட்டுமே தகுந்தவாறு மாற்றப்படலாம்.

(vi) முக்கிய நிபந்தனைகளாகிய, வெப்பநிலை, அழுத்தம், வினைவேக மாற்றி முதலியவைகளை அம்புக்குறியின் மேலோ அல்லது கீழோ எழுதப்படல் வேண்டும்.

(vii) விளைபொருள், வாயுவாக இருப்பின் மேல்நோக்கி அமையும் அம்புக்குறி ($\uparrow$) யாகவும், வீழ்படிவாக இருப்பதை கீழ்நோக்கி அமையும் அம்புக் குறி ($\downarrow$) யாகவும் அதனதன் வாய்ப்பாடுகளுக்கு வலதுபுறம் குறிப்பிட வேண்டும்.

(viii) அனைத்து வினைபொருட்கள் மற்றும் விளைபொருட்கள் மூலக்கூறுகளாக எழுதப்படல் வேண்டும். ஹைட்ரஜன், ஆக்சிஜன், நைட்ரஜன், ஃபுளூரின், குளோரின், புரோமின் மற்றும் அயோடின் போன்ற தனிமங்களையும் H_2, O_2, N_2, F_2, Cl_2, Br_2 மற்றும் I_2 மூலக்கூறு நிலையில் எழுதப்பட வேண்டும்.

1.5.1 மூலக்கூறு வடிவில் வேதிவினைகளைச் சமன் செய்தல்

ஒரு வேதிச் சமன்பாட்டில் இருபுறமும் காணும் மூலக்கூறுகளின் தன்மை மற்றும் எண்கள் சமமாக இருந்தால், அதுவே சரிசமன் செய்யப்பட்ட சமன்பாடு எனப்படும்.

வேதிச் சமன்பாட்டை சரிசமன் செய்ய பின்பற்றப்படும் படிகள் :

எடுத்துக்காட்டு 1

ஹைட்ரஜன், புரோமினுடன் இணைந்து HBr ஐத் தருகிறது.

$$H_2 + Br_2 \rightarrow HBr$$

இது சமன் செய்யப்படாத சமன்பாடாகும். இடப்புறம் இரு ஹைட்ரஜன் அணுக்களும், வலப்புறம் ஒன்றும் உள்ளது. எனவே HBr மூலக்கூறுகள் இரண்டால் வலப்புறம் ஒன்றும் உள்ளது. எனவே HBr மூலக்கூறுகள் இரண்டால் பெருக்கப்படுகிறது.

$$H_2 + Br_2 \rightarrow 2HBr$$

இதுவே சமன் செய்யப்பட்ட (அ) சரிசமன் செய்யப்பட்டச் சமன்பாடாகும்.

எடுத்துக்காட்டு 2

பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட், HCl உடன் வினையுற்று KCl மற்றும் பிற விளைபொருட்களைத் தருகின்றது.

$$KMnO_4 + HCl \rightarrow KCl + MnCl_2 + H_2O + Cl_2$$

சமன்பாட்டின் வலப்புறம் மற்றும் இடப்புறத்தில் ஒரு தனிமம் ஒரே ஒரு சேர்மத்தில் மட்டும் இருந்தால் முதலில் அத்தனிமம் சமன் செய்யப்பட வேண்டும்.

மேற்சொன்ன விதியின்படி, சமன்பாட்டை சமன் செய்யும் பொழுது பின்பற்றப்படும் வரிசை K, Mn, O, (அ) H ஆனால் Cl அல்ல.

இடப்புறம்	வலப்புறம்
K = 1	1
Mn = 1	1
O = 4	1

எனவே சமன்பாடு கீழ்க்கண்டவாறு மாறுகிறது.

$$KMnO_4 + HCl \rightarrow KCl + MnCl_2 + 4H_2O + Cl_2$$

இப்பொழுது வலப்புறம் எட்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் இருப்பதால் இடப்புற சமன்பாட்டில்

8 HCl என எழுத வேண்டும்.

$$KMnO_4 + 8HCl \rightarrow KCl + MnCl_2 + 4H_2O + Cl_2$$

இடப்புறம் உள்ள எட்டு குளோரின் அணுக்களில், ஒன்று KCl ஆகவும், இரண்டு $MnCl_2$ ஆகவும், ஐந்து குளோரின் அணுக்களாகவும் மிஞ்சி உள்ளன. எனவே, மேற்சொன்ன சமன்பாடு பின்வருமாறு எழுதப்படுகிறது.

$$KMnO_4 + 8HCl \rightarrow KCl + MnCl_2 + 4H_2O + 5/2Cl_2$$

சமன்பாடுகள் முழுஎண் விகிதங்களாக எழுதப்பட வேண்டும். எனவே சமன்பாடு முழுவதும் இரண்டால் பெருக்க கீழ்க்கண்டவாறு அமைகிறது.

$$2KMnO_4 + 16\ HCl \rightarrow 2KCl + 2MnCl_2 + 8H_2O + 5Cl_2$$

1.5.2 ஒடுக்க–ஏற்ற வினைகள் (ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கம் – ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம்)

நமது அன்றாட வாழ்வில் அநேக செயல் முறைகளை கண்டறிகிறோம். (எ.கா.) உடைகளில் நிறம் மாறுதல், சமையலுக்கு பயன்படும் எரிபொருட்களாகிய மரம், கரி, சமையல் வாயு ஆகியவை எரிதல் மற்றும் இரும்பு துருப்பிடித்தலும், அன்றாடம் நடைபெறும் செயல்களாகும். மேற்கூறிய எல்லா முறைகளும் ஏதேனும் ஒரு குறிப்பிட்ட வேதி வினைகளின் வகையைச் சார்ந்து அமைகின்றன. இவ்வாறு அமையும் வேதிவினை வகையே ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கம், ஆக்ஸிஜனேற்றம் வினைகள் ஆகும்.

பல்வேறு தொழிலியல் முறைகளான, மின்முலாம் பூசுதல், Al, Na போன்ற உலோகங்களை பிரித்தெடுத்தல், சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு தயாரிக்கும் முறைகள் அனைத்துமே, ஆக்சிஜன் ஒடுக்கமேற்ற வினைகளை அடிப்படையாகக் கொண்டுள்ளன. மின்வேதிக் கலங்கள் மற்றும் மின்பகுளி சிதைவுக் கலங்கள் ஆகிய மின்கலங்கள் ஒடுக்க–ஏற்ற வினைகளைப் பின்பற்றியே நிகழ்கின்றன.

ஆக்சிஜனைச் சேர்த்தல் அல்லது ஹைட்ரஜனை நீக்கல் ஆக்ஸிஜனேற்றமாகும். "ஹைட்ரஜனை சேர்த்தல் அல்லது ஆக்ஸிஜனை நீக்கல் ஒடுக்கமாகும்."

(எ.கா.) குளோரினுக்கும் ஹைட்ரஜன் சல்பைடுக்கும் இடையே நடைபெறும் வினை.

ஏற்றம்

$$H_2S \quad + \quad Cl_2 \quad \rightarrow \quad 2HCl \quad + \quad S$$

ஒடுக்கம்

மேற்கூறிய வினையில் ஹைட்ரஜன் சல்பைடில் இருந்து H_2 வெளியேறி Cl_2 வுடன் சேருகிறது. எனவே H_2S ஆக்ஸிஜனேற்றத்திற்கும், Cl_2 ஒடுக்கத்திற்கும் உட்படுகிறது.

ஆக்ஸிஜனேற்றம், ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கம் பற்றிய எலக்ட்ரான் கொள்கை

எலக்ட்ரான் கொள்கையின்படி, "ஒரு வேதிவினையில் ஈடுபடும் அணு, ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட எலக்ட்ரான்களை இழந்தால், ஆக்ஸிஜனேற்றம் ஆகும்." இவ்வாறு ஏற்படும் எலக்ட்ரான் இழப்பு, அப்பொருள்களின் மேல் நேர்மின்னூட்டத்தை அதிகரித்தும், எதிர் மின்னூட்டத்தை குறைக்கவும் செய்கின்றன.

(எ.கா.) $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-$ (நேர்மின்னூட்டம் அதிகரித்தல்)

$Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$ (நேர்மின்னூட்டம் அதிகரித்தல்)

வினைகளில் இவ்வாறு எலக்ட்ரான்களை இழக்கும் பொருட்கள், ஒடுக்கும் பொருட்கள் அல்லது ஒடுக்கிகளாகும். மேற்கூறிய வினைகளில் Fe^{2+} மற்றும் Cu ஒடுக்கும் பொருட்களாகும்.

ஒடுக்கம்

ஒரு வேதிவினையில் பங்கு பெறும் அணு அல்லது அணு தொகுதிகள் ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட எலக்ட்ரான்களை பெற்றுக் கொண்டால் அதுவே ஒடுக்கம் ஆகும். இவ்வாறு எலக்ட்ரானைப் பெறுவதால் இப்பொருட்களின் மேல் உள்ள நேர் மின்னூட்டம் குறைந்தும், எதிர் மின்னூட்டம் அதிகரிக்கவும் செய்கிறது.

(எ.கா.) $Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+}$ (நேர்மின்னூட்டம் குறைதல்)

$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$ (நேர்மின்னூட்டம் குறைதல்)

வினைகளில், எப்பொருட்கள் எலக்ட்ரான்களை ஏற்கின்றனவோ அவை ஆக்ஸிஜனேற்ற பொருட்கள் அல்லது ஆக்ஸிஜனேற்றியாகும். மேற்காணும் வினையில்

Fe^{3+} மற்றும் Zn^{2+} ஆக்ஸிஜனேற்றிகளாகும்.

ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் அல்லது ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலை

ஒரு மூலக்கூறில், பிற எல்லா அணுக்களும் அயனிகளாக வெளியேறிய பின், அணுவின் மீதுள்ள எஞ்சிய மின்னூட்டமே, தனிமத்தின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் ஆகும்.

அணுக்கள், அவைகளின் சேர்ந்த நிலைகளைப் பொறுத்து, பூஜ்யம், எதிர் அல்லது நேர் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்களைப் பெறுகின்றன.

ஓர் அணுவின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணை நிர்ணயிக்கும் விதிகள்

1. ஒரு தனிம அணு அல்லது தனிம மூலக்கூற்றில் காணும் அணுவிற்கு ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் பூஜ்ஜியமாகும். He த்தில் உள்ள He யின் ஆக்ஸிஜனேற்ற

எண் $= 0$ Cl_2 வில் காணும் குளோரினின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் $= 0$.

2. ஒற்றை அணு அயனிக்கு அதன் மீது உள்ள மின் சுமை அதன்ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணுக்குச் சமமாக இருக்கும்.

3. எல்லா சேர்மங்களிலும் ஃபுளோரினின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் - 1 ஆக அமைகிறது.

4. பொதுவாக எல்லா சேர்மங்களிலும் ஹைட்ரஜனின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் + 1 ஆகும். ஆனால் NaH. MgH_2, CaH_2, LiH போன்ற உலோக ஹைட்ரைடுகளில் ஹைட்ரஜனின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் -1 ஆகும்.

5. எல்லா சேர்மங்களிலும் ஆக்ஸிஜனின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் -2 ஆகும். எனினும் H_2O_2. BaO_2, Na_2O_2 போன்ற பெர் ஆக்ஸைடுகளில் ஆக்ஸிஜனின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் -1 ஆகும். இதே போன்ற விதி விலக்கு ஃபுளோரின் மற்றும் ஆக்ஸிஜன் சேர்மங்களாகிய OF_2 மற்றும் O_2F_2 சேர்மங்களில் முறையே ஆக்ஸிஜனின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் $+2$ மற்றும் $+1$ ஆகும்.

6. நடுநிலை மூலக்கூறுகளில் உள்ள எல்லா அணுக்களின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் கூட்டுத் தொகை பூஜ்ஜியமாகும். பல அணுக்கள் அடங்கிய ஓா அயனியில் காணும் எல்லா அணுக்களின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்களின் கூட்டுத் தொகை அயனியின் மேல் உள்ள மின் சுமைக்கு சமமாகும்.

7. இரு தனிம உலோக, அலோக சேர்மங்களில் உலோக அணு நேர் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணையும் அலோக அணு எதிர் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணையும் பெறுகின்றன. எ.கா. KI யில் K யின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் $+1$ ஆகவும், I யின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் -1 ஆகவும் அமைகிறது.

8. இரு அலோக அணுச் சேர்மங்களில் அதிக எலக்ட்ரான் கவர் தன்மை உள்ள அணு, எதிர் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணையும், குறைந்த எலக்ட்ரான் கவர் தன்மை உள்ள அணு நேர் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணையும் பெற்று இருக்கும்.

   (எ.கா.) ClF_3 சேர்மத்தில் Cl க்கு நேர் (+3) ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணும், ICl சேர்மத்தில் Cl க்கு எதிர் (-1) ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணும் அமைந்துள்ளன.

கணக்கீடு

பின்வருவனவற்றுள் கோடிட்ட தனிமங்களின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்களைக் கணக்கிடுக.

$\underline{C}O_2$, $\underline{Cr_2}O_7^{2-}$, $\underline{Pb_3}O_4$, $\underline{P}O_4^{3-}$

தீர்வு

1. கார்பன் டை ஆக்சைடில் உள்ள கார்பன்

கார்பனின் ஆக்சிஜனேற்ற எண் x என்க. ஒவ்வொரு ஆக்சிஜனின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் $=-2$. எனவே எல்லா அணுக்களின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்களின் கூட்டுத்தொகை பூஜ்ஜியத்திற்கு சமம். $\therefore x + 2(-2) \Rightarrow x - 4 = 0 \therefore x = +4$.

2. $Cr_2O_7^{2-}$ யில் காணும் குரோமியம் (Cr)

(i) Cr- த்தின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் $= x$

(ii) ஒவ்வொரு ஆக்ஸிஜனின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் $= -2$

எனவே எல்லா அணுக்களில் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்களின் கூட்டுத் தொகை,

$$2x + 7(-2) = 2x - 14$$

ஓர் அயனியில் காணும் அணுக்களில் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்களின் கூட்டுத் தொகை, அயனியின் மீது உள்ள மின்னூட்டத்திற்குச் சமம். எனவே,

$$2x - 14 = -2 \qquad 2x = +12$$

$$x = 12/2 \qquad x = +6$$

பயிற்சி கணக்குகள்

பின்வருவனவற்றுள் கோடிட்ட தனிமங்களின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணை கணக்கிடுக.

(a) $\underline{Mn}SO_4$ (b) $\underline{S_2}O_3$ (c) $H\underline{N}O_3$ (d) $K_2\underline{Mn}O_4$ (e) $\underline{N}H_4^+$

ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் அடிப்படையில் ஆக்ஸிஜனேற்றம் – ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கம்

ஆக்ஸிஜனேற்றம்

"ஒரு வேதி வினையில், ஒரு தனிமத்தின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண், அதிகரித்தால்" அது ஆக்ஸிஜனேற்றமாகும்.

ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கம்

"ஒரு வேதி வினையில் ஒரு தனிமத்தின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் குறைந்தால்" – அது ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கமாகும்.

(எ.கா.) H_2S மற்றும் Br_2 வினையுற்று HBr மற்றும் "S" தருதல் வினை.

ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் குறைதல் (Br)

$$\overset{+1\,-2}{H_2S} + \overset{0}{Br_2} \rightarrow \overset{+1-1}{2HBr} + \overset{0}{S}$$

ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் அதிகரித்தல் (S)

மேற்காணும் வினையில், புரோமினின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் "O"வில் இருந்து –1 ஆக குறைகிறது. எனவே, இது ஒடுக்கம் ஆகும்.

சல்பரின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் –2யில் இருந்து "O"விற்கு அதிகரிக்கிறது. எனவே, H_2S ஆக்ஸிஜனேற்றத்திற்கு உட்படுகிறது.

ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணை பொருத்து ஆக்ஸிஜனேற்றி மற்றும் ஒடுக்கி கீழ்காணுமாறு வரையறுக்கப்படுகின்றன.

i) ஒரு பொருளில் காணும் ஒரு தனிமத்தின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் குறைந்தால் அது ஆக்ஸிஜனேற்றியாகும்.

ii) ஒரு பொருளில் காணும் தனிமத்தில் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் அதிகரித்தால் அது ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கியாகும்.

மேற்கூறிய வினையில் H_2S ஒடுக்கி, Br_2 ஆக்ஸிஜனேற்றியாகும்.

தீர்வு கணக்கு

கீழ்காணும் வினையில் ஆக்ஸிஜனேற்றி, ஒடுக்கி ஆக்ஸிஜனேற்றத்திற்கு உட்படும் பொருள், ஒடுக்கத்திற்கு உட்படும் பொருள்களைக் கண்டறிக.

$$MnO_2 + 4HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$$

தீர்வு

ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்
அதிகரித்தல்

$$\overset{+4}{MnO_2} + \overset{-1}{4HCl} \rightarrow \overset{+2}{MnCl_2} + \overset{0}{Cl_2} + \overset{+1-2}{2H_2O}$$

ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் குறைதல்

மேற்கூறிய வினையில், மாங்கனீஸ், +4யில் இருந்து +2 ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணாக குறைகிறது. எனவே, MnO_2 ஒடுக்கத்திற்கு உட்படுவதால், இது ஒரு ஆக்ஸிஜனேற்றியாகும். HCl உள்ள குளோரினின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் −1ல் இருந்து "O"விற்கு உயர்கிறது. எனவே, ஆக்ஸிஜனேற்றம் பெறுவதால் இது ஒரு ஒடுக்கியாகும்.

ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணை பொருத்து ஆக்ஸிஜனேற்ற ஒடுக்க வினைகளைச் சமன்படுத்தல்

ஒடுக்க–ஏற்ற வினையினை சமன்படுத்த கீழ்காணும் படிகள் பின்பற்றப்படுகின்றன.

1. சமன் செய்யப்படாத சமன்பாட்டினை எழுதி, அதில் உள்ள ஒவ்வொரு தனிமத்தின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணை குறித்து, இவைகளில் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் மாற்றம் பெறும் தனிமங்களைக் கண்டறி.

2. ஒவ்வொரு அணுவின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் குறைவு அல்லது அதிகரிப்பினை கணக்கிடு. இவ்வாறு அதிகரித்த அல்லது குறைந்த அணுக்களின் ஆக்ஸிஜனேற்ற மாற்றத்தை ஓர் எண்ணால் பெருக்கு.

3. வினைபொருட்களின் பக்கம் ஏற்படும் ஆக்சிஜனேற்ற அதிகரிப்பு மற்றும் ஆக்சிஜனேற்ற குறைவினை தகுந்த எண்களால் அதன் வாய்ப்பாடுகளை பெருக்கி சமன் செய்.

4. ஆக்ஸிஜன் அல்லது ஹைட்ரஜன் அணுக்களைத் தவிர பிற அணுக்களை சமன்பாட்டில் சரி சமன் செய்க.

5. ஆக்ஸிஜன் அணுக்கள் குறை உள்ள பகுதிகளில் ஆக்ஸிஜனை சரி சமன் செய்யய, சம அளவு நீர் மூலக்கூறுகளைச் சேர்.

6. H அணுக்களை சமன் செய்ய அயனி எலக்ட்ரான் முறை ஊடகத்தைப் பொருத்து பின்பற்றப்படுகிறது.

கீழ்காணும் சமன்பாடுகளை ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் முறைப்படி சரிசமன் செய்வோம்.

$$MnO_2 + Cl^- \rightarrow Mn^{2+} + Cl_2 + H_2O$$

அமில மூலத்தில்

படி 1

$$MnO_2 + Cl^- \rightarrow Mn^{2+} + Cl_2 + H_2O$$

படி 2

Mnயின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் இரண்டு குறைகிறது.

$$\overset{4+}{MnO_2} + \overset{-1}{Cl} \rightarrow \overset{+2}{Mn} + Cl_2 + H_2O$$

Clயின் ஆ.எ. ஒன்று அதிகரிக்கிறது.

படி 3

அதிகரித்த / குறைந்த ஆ.எ.ஐ சரிசமன் செய்ய MnO_2வை ஒன்றாலும், Cl^-யை இரண்டாலும் பெருக்குக.

$$MnO_2 + 2Cl^- \rightarrow Mn^{2+} + Cl_2 + H_2O$$

படி 4

H மற்றும் Oவை தவிர பிற அணுக்களைச் சரி சமன் செய். எனவே இவைகளைத் தவிர மற்ற அணுக்கள் சரிசமன் செய்யப்படும்.

படி 5

எப்பகுதியில் ஆக்ஸிஜன் அணு குறைவுள்ளதோ, நீர் மூலக்கூறுகள் சேர்க்கப்பட்டு, ஆக்ஸிஜன் சரிசமன் செய்யப்படுகிறது.

$$MnO_2 + 2Cl^- \rightarrow Mn^{2+} + Cl_2 + H_2O + H_2O$$

படி 6

H அணுக்களை சரிசமன் செய்ய, எப்பகுதியில் H அணுக்குறைவுள்ளதோ, அப்பகுதியில் H^+, அயனிகளை சேர்த்து சரிசமன் செய்க.

$$MnO^2 + 2Cl^- + 4H^+ \rightarrow Mn^{2+} + Cl_2 + 2H_2O$$

பயிற்சி கணக்குகள்

பின்வரும் சமன்பாடுகளை சமன் செய்க.

1. $Mg + NO_3^- \rightarrow Mg^{2+} + N_2O + H_2O$ (அமில மூலத்தில்)
2. $Cr^{3+} + Na_2O_2 \rightarrow CrO_4^{2-} + Na^+$
3. $S^{2-} + NO_3^- \rightarrow NO + S$
4. $FeS + O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + SO_2$ (மூலக்கூறு நிலை)
5. $Cl_2 + OH^- \rightarrow Cl^- + ClO_3^- + H_2O$

1.6 வேதிச் சமன்பாட்டின் அடிப்படையில் கணக்கீடுகள்

ஒரு வேதி வினையை விவரிக்கும் சமன்பாட்டினை தீர்வு காண்பதின் மூலம் வேதிச் சமன்பாடு கணக்கீடுகள், தீர்வு செய்யப்படுகின்றன. ஒரு சரிசமன் செய்யப்பட்ட வேதிச் சமன்பாட்டில் எத்தனை வினைப்பொருள் மூலக்கூறுகள் வினையுற்று எத்தனை விளைப்பொருள் மூலக்கூறுகள் உண்டாக்கப்படுகின்றன என்ற உண்மைகள் அறியப்படுகின்றன. பொருட்களின் மூலக்கூறு நிறை சேர்க்கப்படின், சமன்பாடு வினைப்பொருட்களின் எத்தனை நிறை பகுதிகள் வினையுற்று எத்தனை விளைப்பொருட்களின் நிறை பகுதிகளை உண்டாக்குகின்றன என்பதனை குறிக்கின்றது. நிறை பகுதிகள் பொதுவாக கிலோ கிராம் (Kg) அளவில் குறிக்கப்படுகின்றன. எனவே, குறிப்பிட்ட நிறை உடைய வினைப் பொருளில் இருந்து தேவைப்படும் பொருளின் நிறையை கணக்கிடலாம் அல்லது மறுதலையாகவும் கணக்கிடலாம்.

1.6.1 நிறை/நிறை – தொடர்பு

எ.கா.1

10 கிகி தூய $CaCO_3$ உப்பை, HCl அமிலத்தில் முழுவதுமாக கரைக்கின்ற போது கிடைக்கும் CO_2- வாயுவின் நிறையைக் கணக்கிடு.

$$\underset{100 \times 10^{-3}kg}{CaCO_3} + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + \underset{44 \times 10^{-3}kg}{CO_2}$$

$100 \times 10^{-3}kg\ CaCO_3\ 44 \times 10^{-3}\ kg\ CO_2$ வை தருகிறது.

எனவே,

$$10kg\ CaCO_3 \text{ தருவது } = \frac{44 \times 10^{-3}}{100 \times 10^{-3}} \times 10 = 4.4\ kg\ of\ CO_2$$

எ.கா.2

10 kg தூய $KClO_3$ உப்பை முழுவதுமாக, சிதைக்கும் போது எவ்வளவு நிறை ஆக்ஸிஜன் வாயு கிடைக்கும் என்பதை கணக்கிடுக (அணுநிறை : K = 39, O = 16, Cl = 35.5)

$$2KClO_3 \rightarrow 2\,KCl + 3O_2$$

$KClO_3$யின் மூலக்கூறு நிறை $= 39 + 35.5 + 48 = 122.5$

O_2னின் மூலக்கூறு நிறை $= 16 + 16 = 32$

சரிசமன் செய்யப்பட்ட சமன்பாட்டின் படி, $(2 \times 122.5) \times 10^{-3}$Kg $KClO_3$ யை வெப்பப்படுத்தினால் $(3 \times 32) \times 10^{-3}$ kg O_2 கிடைக்கிறது, எனவே

$$10kg\ KClO_3 \text{ தருவது } = \frac{3 \times 32 \times 10^{-3}}{2 \times 122.5 \times 10^{-3}} \times 10 = 3.92 \text{ kg of } O_2$$

எ.கா.3

200 கிகி நிறையுள்ள 90% தூய்மையான $CaCO_3$வை வெப்பப்படுத்தும் பொழுது கிடைக்கும் சுட்ட சுண்ணாம்பின் (CaO) நிறை என்ன?

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$$

$$100 \times 10^{-3}\text{ kg} \qquad 56 \times 10^{-3}\text{kg}$$

200 kg 90% தூய்மையான $CaCO_3$ இன் நிறை $= \frac{90}{100} \times 200$

$= 180$ kg தூய $CaCO_3$

100×10^{-3} kg தூய $CaCO_3$ சூடுபடுத்தும் பொழுது 56×10^{-3} kg CaO கிடைக்கிறது. எனவே

180 kg $CaCO_3$ யை சூடுபடுத்தும் பொழுது கிடைக்கும் CO_2 $= \frac{56 \times 10^{-3} \times 180}{100 \times 10^{-3}} = 100.8$ kg CaO

1.7. கரைசலின் செறிவை குறிக்கும் முறைகள்

குறிப்பிட்ட அளவு கரைசல் அல்லது கரைப்பானில், கரைந்திருக்கும் கரைபொருளின் அளவு, கரைசலின் செறிவு ஆகும். கரைசலின் செறிவு, கீழ்க்காணும் முறைகளில் குறிப்பிடப்படுகிறது.

1. வலிமை

ஒரு லிட்டர் கரைசலில் கிராம் அலகில் காணும் கரைபொருளின் அளவே கரைசலின் வலிமை ஆகும். இது பொதுவாக gL^{-1} (கி.லி.$^{-1}$) என்ற அலகால் குறிப்பிடப்படுகிறது.

$$\text{வலிமை} = \frac{\text{கரைபொருளின் நிறை (கிராம்களில்)}}{\text{கரைசலின் பருமன் (லிட்டர்களில்)}}$$

'X' கிராம் கரைபொருள் $V\ cm^3$ (செ.மீ^{3}) கரைசலில் கரைந்திருப்பின்,

$$\text{கரைசலின் செறிவு} = \frac{X \times 1000}{V}$$

2. மோலாரிட்டி (M)

ஆய்வக வெப்பநிலையில், ஒரு லிட்டர் கரைசலில் கரைந்துள்ள, கரைபொருளின் கிராம் மோல்களின் எண்ணிக்கையே, கரைசலின் மோலாரிட்டி ஆகும்.

$$\text{மோலாரிட்டி} = \frac{\text{கரைபொருளின் மோல்களின் எண்ணிக்கை}}{\text{கரைசலின் பருமன் (லிட்டர்களில்)}}$$

'X' கிராம் அளவு கரைபொருள்

Vcm^3(செ.மீ^{3}) கரைசலில் கரைந்திருப்பின்,

$$\text{கரைசலின் மேலாரிட்டி} = \frac{X}{\text{மோலார் நிறை}} \times \frac{1000}{V}$$

மோலாரிட்டி 'M' என்ற அலகால் குறிப்பிடப்படுகிறது. இது கரைசலின் வலிமையிலிருந்து கீழ்க்காணும் முறையில் கணக்கிடப்படுகிறது.

$$\text{மோலாரிட்டி} = \frac{\text{கரைசலின் வலிமை (கிராம் / லிட்டர்)}}{\text{கரைபொருளின் மோலார் நிறை}}$$

எடுத்துக்காட்டு

0.1 M சர்க்கரை கரைசல், ($C_{12}H_{22}O_{11}$ மோலார் நிறை = 342) என்பது, 34.2 கி சர்க்கரை ஒரு லிட்டர் கரைசலில் கரைந்துள்ளது என்று வரையறுக்கப்படுகிறது.

நார்மாலிட்டி

ஒரு கரைசலின் நார்மாலிட்டி என்பது ஒரு லிட்டர் கரைசலில் கரைந்துள்ள கரைபொருளின் கிராம் சமான நிறை என வரையறுக்கப்படுகிறது. 'X' கி கரைபொருள் Vcm^3 (செ.மீ^{3}) கரைசலில் கரைந்திருப்பின், கரைசலின்,

$$\text{நார்மாலிட்டி } (N) = \frac{\text{ஒரு லிட்டரில் உள்ள வலிமை (கிராம்)}}{\text{கரைபொருளின் சமான நிறை}}$$

$$= \frac{\text{கரைபொருளின் நிறை}}{\text{கரைபொருளின் சமான நிறை}} \times \frac{1}{\text{கரைசலின் பருமன் (லிட்டரில்)}}$$

இச்செறிவு 'N' என்ற அலகால் குறிப்பிடப்படுகிறது.

எடுத்துக்காட்டு

0.1 N என்ற டெசி நார்மல் H_2SO_4 (சமான நிறை 49) கரைசலில் 4.9 கி H_2SO_4 ஒரு லிட்டர் (1000 cm^3) கரைசலில் கரைந்திருப்பதைக் குறிப்பிடுவதாகும்.

4. மோலாலிட்டி (m)

ஒரு கரைசலின் மோலாலிட்டி என்பது, 1000 கிராம் (அல்லது 1 கி.கி.) கரைப்பானில் கரைந்துள்ள கரைபொருளின் மோல் எண்ணிக்கை ஆகும். கணக்கீடு முறையின்படி,

$$\text{மோலாலிட்டி } (m) = \frac{\text{கரைபொருளின் மோல் எண்ணிக்கை}}{\text{கரைப்பானின் நிறை (கிகி)ல்}}$$

'X' கிராம்கள் கரைபொருள் 'b' கிராம் கரைப்பானில் கரைந்துள்ளது எனில்,

$$\text{கரைசலின் மோலாலிட்டி} = \frac{X}{\text{மூலக்கூறு நிறை}} \times \frac{1000 \text{ கி}}{b \text{ கி}}$$

மோலாலிட்டி 'm' எனும் குறியீட்டால் குறிப்பிடப்படுகிறது.

5. மோல் பின்னம்

ஒரு கரைசலில் காணும் ஒரு கூறின் (கரைபொருளின் அல்லது கரைப்பான்) மோல் எண்ணிக்கைக்கும், கரைசலில் காணும் மொத்த கூறுகளின் (கரைபொருள் மற்றும் கரைப்பான்) எண்ணிக்கைக்கும் உள்ள விகிதமே கரைசலின் மோல் பின்னமாகும். இது 'X' என்ற குறியீட்டால் குறிப்பிடப்படுகிறது. ஒரு கரைசலில் A மற்றும் B என்ற கூறுகள் இருப்பின், மற்றும் கரைசலில் n_A மோல்கள் Aயும் n_B மோல்கள் Bயும் இருப்பதாகக் கொண்டால்,

Aயின் மோல்களின் பின்னம், $$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} \quad ....(1)$$

Bயின் மோல்களின் பின்னம், $$X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B} \quad ....(2)$$

(1) மற்றும் (2) ஆகியவற்றைச் சேர்த்தால்

$$X_A + X_B = \frac{n_A}{n_A + n_B} + \frac{n_B}{n_A + n_B} = \frac{n_A + n_B}{n_A + n_B} = 1$$

எனவே, A மற்றும் B ஆகியவற்றின் மோல் பின்னங்களின் கூட்டுத் தொகை ஒன்றுக்குச் சமம். இரு பொருள் கரைசலில், ஏதேனும் ஒரு கூறின் மோல் பின்னம் தெரிந்திருப்பின், மற்ற கூறின் மோல் பின்னத்தைக் கணக்கிடலாம்.

தீர்வு கணக்குகள்

1. 4.5 கி யூரியா (மூலக்கூறு நிறை = 60 கி மோல்$^{-1}$) நீரில் கரைக்கப்பட்டு, கரைசல் 100 மி.லி. அளவு பருமனறி திட்டக் குடுவையில் விளாவுதல் செய்யப்படுகிறது. கரைசலின் மோலாரிட்டியைக் கணக்கிடுக.

யூரியாவின் நிறை = 4.5 கி.

$$\text{யூரியாவின் மோல் எண்ணிக்கை} = \frac{\text{நிறை}}{\text{மோலார் நிறை}} = \frac{4.5}{60 \text{ கி.மோல்}^{-1}}$$

$$= 0.075 \text{ மோல்}$$

$$\text{கரைசலின் பருமன்} = 100 \text{ மி.லி.} = \frac{100}{1000} \text{ லி} = 0.1 \text{ லி}$$

கரைசலின் மோலாரிட்டி $(M) = \dfrac{\text{கரைபொருளின் நிறை (கி)}}{\text{கரைசலின் பருமன் (லிட்டர்களில்)}}$

கரைசலின் மோலாரிட்டி $(M) = \dfrac{0.075}{0.1}$ மோல் $= 0.75$ M

2. 3.15 கி, நீரேறிய ஆக்சாலிக் அமிலம் $(H_2C_2O_4 . 2H_2O)$ 250 மி.லி கரைசலில் கரைந்துள்ளது. (மோலார் நிறை = **126**) கரைசலின் நார்மாலிட்டியைக் கணக்கிடுக.

தீர்வு

ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் நிறை = **3.15** கி

ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் சமமான நிறை $= \dfrac{\text{மேலார் நிறை}}{\text{காரத்துவம்}}$

$= \dfrac{126}{2} = 63$கி சமானம்$^{-1}$

ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் சமான அளவு $= \dfrac{\text{கரைபொருளின் நிறை}}{\text{சமான நிறை}}$

$\dfrac{3.15 \text{ g}}{63 \text{ கி சமானம்}^{-1}} = 0.05$ (சமானம்$^{-1}$)

கரைசலின் பருமன் $= 250$ (மி.லி.) $= \dfrac{250}{1000}$ L $= 0.25$ L

நார்மாலிட்டி (N) $= \dfrac{\text{கரைபொருளின் சமான அளவுகள்}}{\text{கரைசலின் பருமன் (L அளவுகளில்)}}$

$= \dfrac{0.05 \text{ சமானம்}}{0.25 \text{ L}} = 0.2$ N

3. ஒரு நீர்க்கரைசலில், 3.0 கி யூரியா, (மோலார் நிறை = 60) 250 கி நீரில் கரைந்துள்ளது. கரைசலின் மோலாலிட்டியைக் கணக்கிடுக.

தீர்வு

கரைபொருளின் நிறை = 3.0 கி

$$\text{கரைபொருளின் மோல்கள்} = \frac{\text{கரைபொருளின் நிறை}}{\text{மோலார் நிறை}}$$

$$= \frac{\mathbf{3.0}\ \text{கி}}{\mathbf{60}\ \text{கி மோல்}^{-1}} = \mathbf{0.05}\ \text{மோல்}^{-1}$$

கரைப்பானின் நிறை = 250 கி

$$= \frac{250}{1000} = 0.25\ \text{கி.கி}$$

$$\text{கரைசலின் மோலாலிட்டி} = \frac{\text{கரைபொருளின் மோல்கள்}}{\text{கரைப்பானின் நிறை (கி.கி–களில்)}}$$

$$= \frac{\mathbf{0.05}\ \text{மோல்}}{\mathbf{0.025}\ \text{கி.கி}} = \mathbf{0.02}\ m$$

பயிற்சி கணக்குகள்

1. l L 0.1M NH_3 கரைசல் தயாரிக்கத் தேவையான கரைசலின் பருமனைக் கணக்கிடுக.
2. 68% HNO_3 அமிலத்தில் இருந்து, 425 மிலி 0.150 M நைட்ரிக் அமிலம் எவ்வாறு பெறப்படுகிறது. 68% HNO_3ன் அடர்த்தி 1.41 கி/மி.லி.
3. 100 மி.லி,, 0.3 M. H_2SO_4 மற்றும் 200 மி.லி 1.5 M H_2SO_4 ஆகியவற்றை கலப்பதால் பெறப்படும் கரைசலின் மோலாரிட்டியைக் கணக்கிடுக.
4. 0.850 கி. அம்மோனியா (NH_3) 100 கி நீரில் கரைத்துப் பெறப்படும் கரைசலின் மோலாரிட்டியைக் கணக்கிடுக.

1.8. பருமனறி பகுப்பாய்வு தத்துவத்தைப் பின்பற்றி அமையும் கணக்கீடுகள்

1.8.1 பருமனறி பகுப்பாய்வு

ஒரு குறிப்பிட்ட பொருளின் அளவினைக் கணக்கிட, வினை பொருளின் கரைசலின் பருமனைப் பொருத்து அமையும், ஒரு முக்கிய முறையே பருமனறிப் பகுப்பாய்வாகும். ஒரு கரைசலில் இருக்கும் A, வேறு கரைசலில் உள்ள Bயுடன் வினைபுரிவதாகக் கொள்வோம். B கரைந்துள்ள கரைசலின் பருமன் மற்றும் அதன் செறிவு A உடன் வினைபுரியத் தேவையான அளவு அறிவதன் மூலம் Aயின் அளவினைக் கண்டறியலாம்.

தரம்பார்த்தல் என்பது ஒரு குறிப்பிட்ட அளவு பருமன், A கரைந்துள்ள கரைசல் துல்லியமாக செறிவு தெரிந்த B கரைந்துள்ள கரைசலில் சேர்ப்பதின் மூலம் Aயும் Bயும் வினை நிறைவடைவதைக் குறிக்கிறது. பருமனறி பகுப்பாய்வு, தரம் பார்த்தலை பொருத்து அமையும் முறையாகும்.

விதி

" சம நார்மாலிட்டி கொண்ட இரு கரைசல்கள் சம பருமன் அளவில் வினைபுரிந்து நடுநிலையாக்கலுக்கு உட்படுகிறது."

$$V_1N_1 = V_2N_2$$

V_1, V_2 = கரைசல்களின் பருமன்

N_1, N_2 = கரைசல்களின் செறிவு

தீர்வு கணக்குகள்

தேவைப்படும் வினைப்பொருள் கரைசலின் பருமனைக் கணக்கிடுதல்.

1. ஒரு லிட்டர் 3M HCl பெறுவதற்காக தேவைப்படும் 6M HCl மற்றும் 2M HCl கரைசல்களின் கன அளவுகளைக் கணக்கிடுக.

தீர்வு

1 L, 3M HCl கரைசலைப் பெற தேவைப்படும்

6M HCl = x L எனக் கொள்வோம்.

தேவைப்படும் 2M HClன் பருமன் = $(1 - x)$ L

மோலாரிட்டி சமன்பாட்டைப் பயன்படுத்தினால்.

M_1V_1	+	M_2V_2	=	M_3V_3
6M HCl	+	2M HCl	=	3M HCl
$6x$	+	$2(1 - x)$	=	3×1
$6x$	+	$2 - 2x$	=	3
$4x$			=	1
x			=	0.25 L

தேவைப்படும் 6M HClன் பருமன் = 0.25 L

தேவைப்படும் 2M HCl ன் பருமன் = 0.75 L

2. 5M செறிவுள்ள 2.00 L HCl கரைசல் தயாரிக்கத் தேவையான 10 M HCl கன அளவைக் கணக்கிடு.

தீர்வு

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

$$10 \times V_1 = 5 \times 2.00$$

$$= \frac{5 \times 2.00}{10} = 1.00\ L$$

பயிற்சி கணக்குகள்

1. $NiSO_4$ சேர்மம் Na_3PO_4 உடன் வினைபுரிந்து மஞ்சள் கலந்த பச்சை நிற $Ni_3(PO_4)_2$ வீழ்படிவையும், மற்றும் Na_2SO_4 கரைசலையும் தருகிறது.

   $$3NiSO_{4(aq)} + 2Na_3PO_{4(aq)} \longrightarrow Ni_3(PO_4)_{2\,(s)} + 3Na_2SO_{4(aq)}$$

   45.7 mL பருமனுடன், 0.256 M செறிவுள்ள Na_3PO_4 உடன் வினைபுரியத் தேவைப்படும் 0.375M $NiSO_4$ கரைசலின் பருமனைக் கணக்கிடு.

2. 42.4 mL பருமனுடன், 0.150 M செறிவுள்ள Na_2CO_3 உடன் வினைபுரியத் தேவைப்படும் 0.250M HNO_3 அமிலத்தின் பருமனைக் கணக்கிடு.

   $$2HNO_{3(aq)} + Na_2CO_{3(aq)} \longrightarrow 2NaNO_{3(aq)} + H_2O + CO_{2(g)}$$

3. ஒரு குடுவையில் 0.150 M செறிவுடைய 53.1mL $Ca(OH)_2$ கரைசல் உள்ளது. $Ca(OH)_2$ கரைசலை முழுவதும் நடுநிலையாக்கத் தேவையான 0.350 M கரைசலின் பருமனைக் கண்டறி.

$$Na_2CO_{3(aq)} + Ca(OH)_{2(aq)} \longrightarrow CaCO_{3(s)} + 2NaOH_{(aq)}$$

1.8.2 தனிமங்களின் சமான நிறைகளைக் கண்டறிதல்

கீழ்க்காணும் முறைகளின் மூலம் சமான நிறைகள் கண்டறியப்படுகின்றன.

1. ஹைட்ரஜன் இடப்பெயர்ச்சி முறை
2. ஆக்சைடு முறை
3. குளோரைடு முறை
4. உலோக இடப்பெயர்ச்சி முறை

1. ஹைட்ரஜன் இடப்பெயர்ச்சி முறை

நீர்த்த அமிலங்களுடன் வினைபுரிந்து, ஹைட்ரஜனை இடப்பெயர்ச்சி செய்யும், உலோகங்களாகிய , மெக்னீசியம், துத்தநாகம், மற்றும் அலுமினியம் போன்ற தனிமங்களின், சமான எடைகளைக் கண்டறிய இம்முறை பயன்படுகிறது.

$$Mg + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2$$

$$Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2$$

$$2Al + 6HCl \longrightarrow 2\,AlCl_3 + 3\,H_2$$

உலோகத்தின் நிறை, மற்றும் வெளியேற்றிய ஹைட்ரஜனின் பருமன் ஆகியவற்றிலிருந்து உலோகத்தின் சமான நிறை கணக்கிடப்படுகிறது.

கணக்கு – 1

0.548கி உலோகம் நீர்த்த அமிலத்தில் 0.0198கி ஹைட்ரஜனை S.T.P நியமநிலையில் இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது. உலோகத்தின் சமான நிறையினைக் கணக்கிடு.

0.548 கி உலோகம், **0.0198** கி ஹைட்ரஜனை இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது.

எனவே 1.008 கி ஹைட்ரஜனை வெளியேற்ற தேவைப்படும் உலோகத்தின்

$$\text{எடை} = \frac{1.008 \times 0.548}{0.0918} = 27.90\text{கி}$$

உலோகத்தின் சமான நிறை = **27.90** கி. சமானம் $^{-1}$

ஆக்சைடு முறை

எளிதில் ஆக்சைடுகளாக மாறும் பண்புடைய தனிமங்களின் சமான நிறையக் கண்டறிய இம்முறை பயன்படுகிறது.

(எ.கா.) மெக்னீசியம், காப்பர்

தனிமத்தின் ஆக்சைடு, நேரிடையாகவோ அல்லது மறைமுகமாகவோ பெறப்படுகிறது.

மெக்னீசியம், காற்றில் வெப்பப்படுத்தும் பொழுது, நேரிடையாக ஆக்சைடைத் தருகிறது.

$$2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$$

காப்பரைப் பொறுத்தவரையில், இதன் ஆக்சைடு மறைமுகமாக பெறப்படுகிறது. காப்பர், அடர் நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைக்கப்பட்டு காப்பர் (II) நைட்ரேட் பெறப்படுகிறது. இச்சேர்மத்தை அதிக வெப்பநிலையில் வெப்பப்படுத்தப்பட்டு காப்பர் (II) ஆக்சைடு பெறப்படுகிறது.

$$Cu + 4HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NO_2$$

$$2Cu(NO_3)_2 \longrightarrow 2CuO + 4NO_2 + O_2$$

கணக்கீடுகள்

எடுக்கப்பட்ட தனிமத்தின் நிறை = W_1 கி

தனிமத்தின் ஆக்சைடின் நிறை = W_2 கி

எனவே ஆக்ஸிஜனின் நிறை = $(W_2 - W_1)$ கி

$(W_2 - W_1)$ கி ஆக்சிஜன், W_1 கி உலோகத்துடன் இணைகிறது.

$\therefore$ 8 கி ஆக்சிஜனுடன் சேர தேவைப்படும் தனிமத்தின் நிறை $= \dfrac{W_1}{W_2 - W_1} \times 8$

இம்மதிப்பு உலோகத்தின் சமான நிலையாகும்.

கணக்கு – 2

0.635 கி உலோகம், ஆக்சிஜனேற்றத்தின் போது, 0.759 கி ஆக்சைடைத் தந்தது. உலோகத்தின் சமான நிறையினைக் கணக்கிடு.

உலோக ஆக்சைடின் நிறை = 0.795 கி

உலோகத்தின் நிறை = 0.635கி

ஆக்சிஜனின் நிறை = 0.795 – 0.635 = 0.16 கி

0.16 கி ஆக்சிஜன், 0.635 கி உலோகத்துடன் இணைகிறது.

$\therefore$ **8** கி ஆக்சிஜனோடு இணையும் உலோகத்தின் நிறை = $\dfrac{8 \times 0.635}{0.16}$

$= 31.75$

உலோகத்தின் சமான நிறை = 31.75 கி சமானம்$^{-1}$.

குளோரைடு முறை

குளோரைடுகளை, எளிதாக தரக்கூடிய தனிமங்களின், சமான நிறை இம்முறையில் கண்டறியப்படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுடைய வெள்ளி முழுவதும் நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைக்கப்படுகிறது. கிடைக்கும் சில்வர் நைட்ரேட்டுடன் தூய ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தை வினைபுரிய வைத்து, சில்வர் குளோரைடு வீழ்படிவு பெறப்படுகிறது. வடிகட்டப்பட்டு, உலர வைத்து எடை எடுக்கப்படுகிறது. உலோகம் மற்றும் அதன் குளோரைடுகளின் நிறைகளிலிருந்து உலோகத்தின் சமான நிறை கண்டறியப்படுகின்றது.

கணக்கீடுகள்

உலோகத்தின் நிறை = W_1 கி

உலோக குளோரைடின் நிறை = W_2 கி

குளோரின் நிறை = $(W_2 - W_1)$ கி

$(W_2 - W_1)$ கி குளோரின், W_1 கி உலோகத்துடன் இணைகிறது.

35.46 கி குளோரினோடு இணையும் தனிமத்தின் நிறை = $\dfrac{35.46 \times W_1}{(W_2 - W_1)}$

இம்மதிப்பு, உலோகத்தின் சமான நிறையாகும்.

பருமனறி பகுப்பாய்வு விதிகளின் பயன்கள்

ஓர் அமிலத்தின் பருமன் V_1 எனவும், அதன் நார்மாலிட்டி N_1 எனவும், காரத்தின் பருமன் V_2 எனவும், அதன் நார்மாலிட்டி N_2 எனவும் கொண்டால், பருமனறி பகுப்பாய்வு விதியின்படி

$$V_1 \times N_1 = V_2 \times N_2$$

பருமனறி பகுப்பாய்வு அளவீடுகள் அனைத்தும், மேற்சொன்ன தொடர்பினை ஒட்டியே அமைகின்றன. ஏதேனும் மூன்று மதிப்புகள் அறிந்திருப்பின், நான்காம் மதிப்பு எளிதாக, முற்சொன்ன சமன்பாட்டின்படி கணக்கிடப்படுகின்றது.

1.8.3 அமிலம், காரம், உப்பு, ஆக்சிஜனேற்றி மற்றும் ஆக்சிஜன் ஒடுக்கியின் சமான நிறை

ஓர் அமிலத்தின் சமான நிறை

அமிலங்கள் ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட இடப்பெயர்ச்சி செய்யக்கூடிய ஹைட்ரஜனைக் கொண்டிருக்கும். ஒரு மூலக்கூறு அமிலத்திலுள்ள இடப்பெயர்ச்சி செய்யக்கூடிய ஹைட்ரஜன் எண்ணிக்கையே அதன் காரத்துவம் எனப்படும். 1.008 பங்கு இடப்பெயர்ச்சி செய்யக்கூடிய ஹைட்ரஜனைப் பெற்றுள்ள அமிலத்தின் பங்குகளின் எண்ணிக்கையே அந்த அமிலத்தின் சமான நிறையாகும்.

$$\text{அமிலத்தின் சமான நிறை} = \frac{\text{அமிலத்தின் மோலார் நிறை}}{\text{காரத்துவம்}}$$

சான்றாக, கந்தக அமிலத்தின் காரத்துவம் = 2

$$H_2SO_4 \text{ சமான நிறை} = \frac{H_2SO_4\text{ன் மோலார் நிறை}}{2} = \frac{98}{2} = 49$$

2. காரத்தின் சமான நிறை

ஒரு காரத்தின் சமான நிறை என்பது அதன் நிறையில் எவ்வளவு பங்கில், ஓர் இடப்பெயர்ச்சி செய்யக்கூடிய ஹைட்ராக்ஸில் தொகுதி உள்ளதோ அதுவே அதன் சமான நிறை எனப்படும்.

ஒரு மோல் காரத்தில் உள்ள ஹைட்ராக்ஸில் அயனிகளின் எண்ணிக்கையே அமிலத்துவம் எனப்படும். சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு, பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடு, அமோனியம் ஹைட்ராக்சைடு ஆகியவை ஒற்றை அமிலத்துவ காரங்கள். கால்சியம் ஹைட்ராக்சைடு இரட்டை அமிலத்துவ காரம்.

KOH சமான நிறை $= 56/1 = 56$

3. உப்பின் சமான நிறை

ஒரு சமான நிறை அமிலமும் ஒரு சமான நிறை காரமும் சேர்ந்து உண்டாகும்

உப்பின் நிறையே உப்பின் சமான நிறையாகும். சான்றாக பொட்டாசியம் குளோரைடு உப்பு, ஒரு சமான நிறை HCl ஒரு சமான நிறை KOH வினைபுரிந்து உண்டாகிறது.

$$KOH + HCl \longrightarrow KCl + H_2O$$

ஆகவே KCl உப்பின் சமான நிறை அதன் மோலார் நிறைக்கு சமம்.

4. ஆக்சிஜனேற்றியின் சமான நிறை

ஓர் ஆக்சிஜனேற்றியின் சமான நிறை என்பது அதன் நிறையில் எவ்வளவு பங்குகள் 8 பங்கு ஆக்சிஜனை ஆக்சிஜனேற்றத்திற்கு கொடுக்குமோ அப்பங்குகளின் எண்ணிக்கையே அதன் சமான நிறை எனப்படும்.

சான்று : பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் ஓர் ஆக்சிஜனேற்றி ஆகும். அமில முன்னிலையில் $KMnO_4$ கீழ்கண்டவாறு வினை புரியும்.

$$\underset{316}{2\,KMnO_4} + 3H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O + \underset{80}{5\,[O]}$$

316 பங்குகள் $KMnO_4$ நிறையிலிருந்து 80 பங்குகள் ஆக்சிஜன் நிறை கிடைக்கிறது.

ஆகவே 8 பங்கு ஆக்சிஜன் நிறையைத் தரும் $KMnO_4$ன் நிறை $= \frac{316\times8}{80} = 3.16$

$KMnO_4$இன் சமான நிறை $= 31.6$

5. ஆக்சிஜன் ஒடுக்கியின் சமான நிறை

8 பங்கு ஆக்சிஜன் அல்லது ஒரு சமான நிறை ஆக்சிஜனேற்றியால் ஆக்சிஜன் ஏற்றம் அடையும் ஒடுக்கியின் பங்கே அதன் சமான நிறையாகும். அமில முன்னிலையில், இரும்பு (II) சல்பேட் ஆக்சிஜனேற்றியுடன் வினைபுரிகிறது.

$$\underset{2\times152}{2\,FeSO_4} + H_2SO_4 + \underset{16}{(O)} \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$$

16 பங்கு ஆக்சிஜன், 304 பங்கு இரும்பு (II) சல்பேட்டை ஆக்சிஜனேற்றம் செய்கிறது.

8 பங்கு ஆக்சிஜன், ஆக்சிஜனேற்றம் செய்யும் $FeSO_4$ ன் நிறை = $\frac{304}{16} \times 8$

$FeSO_4$ (நீரற்றது) சமான நிறை $= 152$

படிக $(FeSO_4 . 7H_2O)$ன் சமான நிறை $= 152 + 126 = 278$

அமில முன்னிலையில் ஆக்சாலிக் அமிலம் ஆக்சிஜனேற்றம் அடையும் சமன்பாடு

$$(COOH)_2 + (O) \longrightarrow 2\ CO_2 + H_2O$$

16 பங்கு நிறை ஆக்சிஜன் ஆக்சிஜனேற்றம்
செய்யும் ஆக்சாலிக் அமில நிறை = **90** பங்கு

8 பங்கு நிறை ஆக்சிஜன் ஆக்சிஜனேற்றம்
செய்யும் ஆக்சாலிக் அமில நிறை = $\frac{90 \times 8}{16} = 45$

நீரற்ற ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் சமான நிறை $= 45$

படிக ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் சமான நிறை $= \frac{(COOH)_2 2H_2O}{2}$

= 63கி சமானம் $^{-1}$

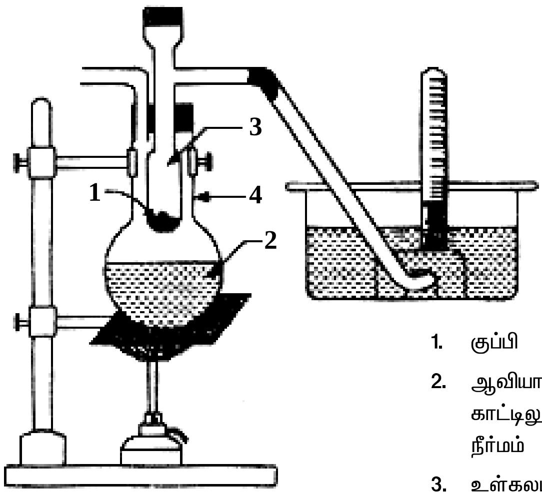
1.8.4 விக்டர் மேயர் முறையில் எளிதில் ஆவியாகக் கூடிய சேர்மத்தின் மூலக்கூறு நிறையைக் கணக்கிடல்

கொள்கை

விக்டர் மேயர் முறையில் எளிதில் ஆவியாகக் கூடிய சேர்மத்தின் மூலக்கூறு நிறையைக் கணக்கிடலாம். எச்சேர்மத்தின் மூலக்கூறு நிறையைக் காண வேண்டுமோ அச்சேர்மத்தை ஆவியாக்கி இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்பட்ட காற்றின் கன அளவை சோதனைச் சாலையில் கண்டுபிடித்து, அக்கன அளவை திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் கிடைக்கும் கன அளவாகக் கணக்கிட வேண்டும். இவற்றினின்று திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் $2.24 \times 10^{-2}\, m^3$ ஆவியின் நிறையைக் கணக்கிட வேண்டும். அந்நிறையே சேர்மத்தின் மூலக்கூறு நிறையாகும்.

விக்டர் மேயர் உபகரணத்தின் கீழ்பாகத்தில் சற்று பருமனாக உள்ள குழாய் ஒன்று உள்ளது. இக்குழாயில் காற்றுப் புகாதவாறு இருக்க அதன் மேற்புறத்தில் ஒரு தக்கை பொருத்தப்பட்டுள்ளது. இக்குழாயின் மேல்பாகத்தில் ஒரு போக்கு குழாய்

உள்ளது. போக்குக் குழாயின் மறு முனை நீர்த் தொட்டியில் உள்ள துளை மேடைக்கு அடியில் உள்ளது. விக்டர் மேயர் குழாய் ஒரு வெளிக் கலத்தின் உட்புறம் அமைந்துள்ளது. வெளிக் கலம் மூலக்கூறு நிறை கண்டுபிடிக்க வேண்டிய சேர்மத்தைக் காட்டிலும் 30K அதிகக் கொதிநிலைப் பெற்றுள்ள திரவத்தால் நிரப்பப்பட்டுள்ளது. விக்டர் மேயர் ஜாடியிலுள்ள பொருள் கீழே விழும்போது உடையாதிருக்க விக்டர் மேயர் குழாயின் அடிப்பாகத்தில் கல்நார்த் துண்டுகள் வைக்கப்பட்டுள்ளன.



1. குப்பி
2. ஆவியாகும் பொருளின் கொதிநிலையைக் காட்டிலும் அதிக கொதிநிலை உடைய நீர்மம்
3. உள்கலம்
4. வெளிக்கலம்

படம் 1.1 விக்டர் மேயர் முறையில் மூலக்கூறு நிறை காணல்

செய்முறை

வெளிக் கலத்தில் உள்ள திரவத்தைக் கொதிக்க வைக்க வேண்டும். விக்டர் மேயர் குழாயில் உள்ள காற்று வெப்பத்தால் விரிவடைந்து போக்குக் குழாயின் வழியே சென்று நீரின் மேல் குமிழிகளாக வெளியேறுகிறது. குமிழிகள் தோன்றுவது நின்றவுடன் நீர் நிறைந்த அளவு ஜாடி ஒன்றைத் துளைமேடை மீது தலைகீழாக வைக்க வேண்டும். துல்லியமாக நிறை தெரிந்த சேர்மம் உள்ள குப்பியை நன்கு வெப்பப்படுத்தப்பட்ட விக்டர் மேயர் குழாயினுள் போட்டுக் குழாயை உடனே நன்கு மூடிவிட வேண்டும். குப்பியில் உள்ள சேர்மம் ஆவியாக மாற்றம் அடைகிறது. பின்னர் ஆவிக்குச் சமமான கனஅளவுள்ள காற்று இடப்பெயர்ச்சி அடைந்து அளவுக் கோடிட்ட ஜாடியிலுள்ள நீரின்மேல் சேகரிக்கப்படுகிறது. காற்றுக் குமிழ்கள் தோன்றுவது ஜாடியின் திறந்த முனையை மூடிக் கொண்டு அதை வெளியே எடுத்து மற்றொரு நீர்த்தொட்டியில்

வைக்க வேண்டும். ஜாடியில் உள்ள நீர்மட்டமும் தொட்டிலுள்ள நீர்மட்டமும் சமமாகும்படி செய்தபின் அளவு ஜாடியிலுள்ள காற்றின் அளவைக் குறித்துக் கொள்ள வேண்டும். இப்பொழுது அளவு ஜாடியிலுள்ள ஈரமான காற்றின் அழுத்தம் வாயு மண்டல அழுத்தத்திற்குச் சமமாகும். அறையின் வெப்ப நிலையையும், வளிமண்டல அழுத்தத்தையும் குறித்துக் கொள்ள வேண்டும்.

கணக்கிடுதல்

அறையின் வெப்ப நிலை = T_1 K

திட்ட வெப்ப நிலை = 273 K

வளி மண்டல அழுத்தம் = திட்ட அழுத்தம் = P_o

$P_o = 1.013 \times 10^5 \text{ Nm}^{-2}$

T_1 K வெப்ப நிலையில் நீராவியின் அழுத்தம் = P

உலர் ஆவியின் அழுத்தம் = P_1

P அழுத்தத்தில் T_1 K வெப்பநிலையில் ஜாடியிலுள்ள வாயுவின் அழுத்தம் = $(P - P') = P_1$

கணக்கிடுதல்

ஆய்வக மதிப்புகள்	தி.வெ. அ. நிலையில் மதிப்புகள்
ஆய்வில் அளவிடப்பட்ட	கனஅளவு $= V_0 = ?$
கன அளவு $= V_1\ m^3$	அழுத்தம் $= P_0 = 1.013 \times 10^5 \text{ N}m^{-2}$
அழுத்தம் $= P_1 = (P - p) \text{ N}m^{-2}$	
வெப்பநிலை $= T_1$K	வெப்பநிலை $= T_0 = 273$ K

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_1 V_1}{T_1}$$

$$V_0 = \frac{P_1 V_1}{T_1} \times \frac{T_0}{P_0}$$ தி.வெ.அ.நிலையில் ஆவியின் கன அளவு

தி.வெ.அ. நிலையில் $V_0\ m^3$ ஆவியின் நிறை = W கிராம்

தி.வெ.அ. நிலையில் $2.24 \times 10^{-2}\ m^3$

ஆவியின் நிறை $= \dfrac{2.24 \times 10^{-2} \times W}{V_0}$ = மூலக்கூறு நிறை

$2 \times$ ஆவி அடர்த்தி = மூலக்கூறு நிறை

(அ) ஆவி அடர்த்தி $= \dfrac{\text{மூலக்கூறு நிறை}}{2}$

கணக்கு

0.790 கி நிறையுள்ள எளிதில் ஆவியாகக் கூடிய சேர்மம் $1.696 \times 10^{-4}\ m^3$ கன அளவுள்ள காற்றை 303 K வெப்பநிலையிலும் $1 \times 10^5\ Nm^{-2}$ அழுத்தத்திலும் இடப்பெயர்ச்சி செய்தது. 303 K வெப்பநிலையில் நீராவியின் அழுத்தம் $4.242 \times 10^3\ Nm^{-2}$ எனில் அச்சேர்மத்தின் மூலக்கூறு நிறையைக் கணக்கிடுக.

கரிமச் சேர்மத்தின் நிறை = 0.79 கி

இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்பட்ட காற்றின்

கன அளவு $V_1 = 1.69 \times 10^{-4}\ m^3$

$P_1 = 1.696 \times 10^{-4}\ Nm^3$

= (வளி மண்டல அழுத்தம் – 303 K வெப்பநிலையில் நீராவியின் அழுத்தம்)

$= (1.013 \times 10^5) - (4.242 \times 10^{-3})$

$= 0.958 \times 10^5\ Nm^{-2}$

$T_1 = 303\ K$

ஆய்வக மதிப்புகள்	தி.வெ,அ. நிலையில் மதிப்புகள்
கன அளவு $V_1 = 1.696 \times 10^{-4}\ Nm^3$	கனஅளவு $V_0 = ?$
அழுத்தம் $P_1 = 0.958 \times 10^5\ Nm^3$	அழுத்தம் $P_0 = 1.013 \times 10^5\ Nm^{-2}$
வெப்பநிலை $T_1 = 303\ K$	வெப்பநிலை $T_0 = 27\ K$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_0 V_0}{T_0} \qquad \therefore V_0 = \frac{P_1 V_1 T_0}{P_0 T_1}$$

$$V_0 = \frac{0.958 \times 10^5 \times 1.696 \times 10^{-4}}{1.013 \times 10^5} \times \frac{273}{303} \quad V_0 = 1.445 \times 10^{-4}\, m^3$$

V_0 தி.வெ.அ. நிலையில் கன அளவு $= 1.445 \times 10^{-4}\, m^3$

தி.வெ.அ. நிலையில் $1.445 \times 10^{-4}\, m^3$ ஆவியின் நிறை $= 0.79$ கி

தி.வெ.அ. நிலையில் $2.24 \times 10^{-2}\, m^3$ ஆவியின் நிறை $= \dfrac{2.24 \times 10^{-2} \times 0.79}{1.445 \times 10^{-4}}$

பொருளின் மூலக்கூறு நிறை $= 2 \times$ ஆவி அடர்த்தி

$\therefore$ ஆவி அடர்த்தி $= \dfrac{\text{மூலக்கூறு நிறை}}{2} = \dfrac{122.46}{2} = 61.23$

வினாக்கள்

A. சரியான விடையை தேர்ந்தெடுக்க.

1. S.T.P. நிலையில், 16 கி ஆக்சிஜன் அடைத்துக் கொள்ளும் பருமன்
   (a) 22.4 L (b) 44.8 L (c) 11.2 L (d) 5.6 L
2. அவேகாட்ரோ எண்ணில் குறிப்பிடும் அணுக்களின் எண்ணிக்கை உள்ள பொருள்
   (a) 12 g of C^{12} (b) 320 g of S
   (c) 32 g of ஆக்சிஜன் (d) 12.7 g of அயோடின்
3. S.T.P. நிலையில், கிராம் மூலக்கூறு ஓசோனின் பருமன் மதிப்பு
   (a) 22.4 L (b) 2.24 L (c) 11.2 L (d) 67.2 L
4. 0.5 கிராம் – அணு நைட்ரஜனில் காணும் அணுக்களின் எண்ணிக்கைக்குச் சமமான அணுக்களின் எண்ணிக்கைக் கொண்டது.
   (a) 12 g of C (b) 32 g of S
   (c) 8 g O (d) 24 g Mg
5. 128 கி ஆக்சிஜனில் காணும் கிராம் – அணுக்கள்
   (a) 4 (b) 8 (c) 128 (d) $8 \times 6.02 \times 10^{23}$

6. 111 கி $CaCl_2$ ல் காணும் மொத்த மோல்களின் எண்ணிக்கை
   (a) ஒரு மோல் (b) இரு மோல்கள்
   (c) மூன்று மோல்கள் (d) நான்கு மோல்கள்
7. கீழ்க்காணுபவைகளில் எது அதிக எடைமிக்கது ?
   (a) ஒரு கிராம் – அணு நைட்ரஜன் (b) ஒரு மோல் நீர்
   (c) ஒரு மோல் சோடியம் (d) ஒரு மூலக்கூறு H_2SO_4
8. 6.0 கி கார்பனில் (C-12) உள்ள கார்பன் அணுக்களின் எண்ணிக்கையைப் பெற்றிருப்பது
   (a) 6.0 கி ஈத்தேன் (b) 8 கி மீத்தேன்
   (c) 21 கி புரப்பேன் (d) 28.0 கி CO
9. கீழ்க்காணுபவைகளில் எது அதிக அணுக்களைப் பெற்றுள்ளது ?
   (a) 2.0 கி ஹைட்ரஜன் (b) 2.0 கி ஆக்சிஜன்
   (c) 2.0 கி நைட்ரஜன் (d) 2.0 கி மீத்தேன்
10. கீழ்க்காணுபவைகளில் எது அணு நிறையின் நியமம் ?
   (a) H (b) $^{12}_{6}C$ (c) $^{14}_{6}C$ (d) $^{16}_{8}O$
11. ஒரே சூழ்நிலையில், கீழ்க்காணும் எந்த இணைகள் ஒரே எண்ணிக்கை உள்ள அணுக்களைப் பெற்றுள்ளன ?
   (a) 1 L SO_2 மற்றும் CO_2 (b) 2L O_3 மற்றும் O_2
   (c) 1 L NH_3 மற்றும் Cl_2 (d) 1 L NH_3 மற்றும் 2 L SO_2
12. 2.0 கி ஆக்சிஜனில் உள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கையைப் பெற்றிருப்பது
   (a) 4 கி S (b) 7 கி நைட்ரஜன் (c) 0.5 கி H_2 (d) 12.3 கி Na
13. 6.02×10^{24} CO மூலக்கூறுகளில் காணும் கிராம் – மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை
   (a) 1 கி மூலக்கூறு (b) 0.5 கி மூலக்கூறு
   (c) 5 கி மூலக்கூறு (d) 10 கி மூலக்கூறு
14. ஒரு உலோகத்தின் ஹைட்ரஜன் பாஸ்பேட்டின் வாய்பாடு, $MHPO_4$, உலோக குளோரைடின் வாய்பாடு
   (a) MCl (b) MCl_3 (c) MCl_2 (d) MCl_4
15. ஒரு சேர்மத்தில் 50% X (அணு நிறை 10) மற்றும் 50% Y (அணு நிறை 20) உள்ளன. மேலே உள்ள கணக்கீடுகளுக்கு உரிய வாய்பாடு.
   (a) XY (b) X_2Y (c) X_4Y_3 (d) $(X_2)_3\ Y_3$
16. எத்திலினில் காணும் கார்பனின் சதவீதத்தை எந்த சேர்மம் பெற்றுள்ளது ?
   (a) புரப்பின் (b) சைக்ளோஹெக்சேன் (c) எத்தைன் (d) பென்சீன்
17. 5L பருமன் 0.1M சோடியம் கார்பனேட் கரைசலில் உள்ளது.
   (a) 53 கி Na_2CO_3 (b) 106 கி Na_2CO_3
   (c) 10.6 கி Na_2CO_3 (d) Na_2CO_3 யின் 5×10^2 மில்லி மோல்கள்

B. கோடிட்ட இடங்களை நிரப்புக.

1. மூவணு வாயுவின் ஒரு மோலில் உள்ளது .... அணுக்கள்.
2. ஒரு மோல் சல்பியூரிக் அமிலத்தில் உள்ளது .... ஆக்சிஜன் அணுக்கள்.
3. S.T.P. நிலையில் 11.2 L கார்பன் டை ஆக்சைடு வாயுவில் .... ஆக்சிஜன் அணுக்கள் உள்ளன.
4. சம பருமன்களை உடைய மாறுபட்ட வாயுக்கள் சம வெப்ப அழுத்த நிலைகளில் சம எண்ணிக்கையுள்ள ....
5. ஒரு லிட்டர் டெசி மோலார் NaOH கரைசலில் .... அளவு NaOH உள்ளது.
6. 7 5. கி CO வாயுவில் .... ஆக்சிஜன் அணுக்கள் உள்ளன.

C. சரியாகப் பொருத்துக.

	A வரிசை	B வரிசை
1.	CaC_2	(a) 106 கி
2.	பெருக்க விகித விதி	(b) 6.02×10^{23} அணுக்கள்
3.	ஹைட்ரார்ஜிரம்	(c) கரைசலின் மோலாரிட்டி
4.	2 கி சமான அளவுகள் Na_2CO_3	(d) ஒரு லிட்டர் கரைசலில் 0.01 மோல்கள் கரைபொருள்
5.	S.T.P. யில் 22.4 L	(e) நீர்ம தனிமம்
6.	ஒரு லிட்டர் கரைசலில் காணும் கி மூலக்கூறுகள்	(f) கால்சியம் கார்பைடு
7.	1 கி அணு ராம்பிக் சல்பர்	(g) $(NH_4)_2SO_4.FeSO_4.6H_2O$
8.	சென்டி மோலார் கரைசல்	(h) 1/8 கி மூலக்கூறுகள்
9.	மோர் உப்பு	(i) ஜான் டால்டன்

D. கீழ்க்காணுபவைகளுக்கு விடையளி.

1. மாறுபட்ட சேர்மங்கள் ஒரு மூலக்கூறு வாய்பாட்டினை பெற்றிருக்க முடியுமா ? உமது விடையினை இரு எடுத்துக்காட்டுகளுடன் விளக்கு.
2. ஒரு வேதிச் சமன்பாட்டிற்குரிய முக்கிய தேவைகள் என்ன ?
3. ஒரு வேதிச் சமன்பாடு தரும் செய்திகள் யாவை ?
4. கீழ்க்காணும் சமன்பாடுகளை சமன் செய்.

   (i) $Fe + H_2O \rightarrow Fe_3O_4 + H_2$

   (ii) $Fe_2 (SO_4)_3 + NH_3 + H_2O \rightarrow Fe(OH)_3 + (NH_4)_2 SO_4$

   (iii) $KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O + O_2 + Fe_2 (SO_4)_3 + Fe SO_4$

   (iv) $K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + H_2S \rightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O + O_2 + S$

தொகுப்புரை

சரிவிகித சமன்செய்யப்பட்ட சமன்பாடுகள் மிகவும் முக்கியத்துவம் வாய்ந்தவை. எனவே சமன்பாட்டினை சமன் செய்யும் முறை விளக்கப்பட்டு பயிற்சியும் தரப்பட்டுள்ளது. ஆக்சிஜனேற்ற எண்ணினைப் பயன்படுத்தி ஒடுக்க–ஏற்ற சமன்பாடுகளை சமன்படுத்தும் முறைகள் நன்கு விளக்கப்பட்டுள்ளன.

மேற்பார்வை நூல்கள்

1. General Chemistry - John Russel McGraw Hill International Edition 3rd Edition.
2. University General Chemistry - An Introduction to Chemical Science edited by CNR Rao Mc Millan India Limited, Reprint - 2002.
3. Heinemann Advanced Science Chemistry - Second Edition
   Ann and Paatrick Fullick 2000
   Heineman Educational Publishers, Oxford
4. Inorganic Chemistry, P.L Soni.

2. உலோகவியல் பற்றிய பொதுவான குறிப்புகள்

கற்றலின் கோட்பாடுகள்

- *தனிமங்களின் தாதுக்கள் மற்றும் கனிமங்களைப் பற்றி அறிதல்*
- *தாதுக்களைத் தூயதாக்கும் முறைகளைப் பற்றி அறிந்து கொள்ளல்*
- *பல்வேறு வகைகளான உலோகவியல் முறைகளைப் பற்றி புரிந்து கொள்ளல்*
- *Cu, Au, Ag, Pt, Zn மற்றும் Al போன்ற தனிமங்களைப் பிரித்தெடுக்கும் முறைகளைப் பற்றி புரிந்து கொள்ளல்*
- *இந்தியா மற்றும் தமிழகத்தின் கனிம வளம் பற்றிய தகவல்களை அறிந்து கொள்ளல்.*

2.1 தாதுக்களும் கனிமங்களும்

சில உலோகங்கள் இயற்கையில் தனியாகவும், இயற்கை நிலையிலும் கிடைக்கின்றன, ஆனால், பெரும்பாலும் பல உலோகங்கள் வேதிக் கூடுகை வகையில் இயற்கையாக கிடைக்கின்றன. இவை நிலைத்த சேர்மங்களாக மண்வளி அசுத்தங்களோடு சேர்ந்து கிடைக்கின்றது. தாதுக்களோடு கலந்திருக்கும் மணல், களிமண், பாறைகள் மற்றும் பல மாசுக்கள் மண்வகை மாசுக்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன. Ag, Au, Pt மற்றும் சில உலோகங்கள் தனித்த நிலையில் இயற்கையாகக் கிடைக்கின்றன. பெரும்பாலான தனிமங்கள் சேர்ந்த நிலையில் கிடைக்கின்றன. சில்வர் தனித்த நிலையிலும், சேர்ம நிலையிலும் கிடைக்கின்றன. எனவே இவ்விதமாக தனித்த நிலையிலோ அல்லது சேர்மங்களாகவோ புவியில் கிடைக்கும் இயற்றைப் பொருட்களே கனிமங்களாகும். எனவே கனிமம் என்பது புவியின் பரப்பில் அல்லது பரப்படியில் இயற்கையாகக் கிடைக்கும் தனித்த அல்லது சேர்மநிலைப் பொருள்களாகும்.

ஒரு கனிமம் தனித்த சேர்மங்களாகவோ அல்லது பல சேர்மங்களின் கூட்டுக் கலவையாகவோ காணப்படுகிறது. ஒரு குறிப்பிட்ட கனிமத்தில் சேர்ம நிலையில் அதிக அளவு இருக்கும் உலோகம், எளிதாக லாபகரமான முறையிலும் பெருமளவில் பிரித்தெடுக்கும் நிலையிலும் இருப்பின் அவைகளே தாதுக்களாகும். எனவே எல்லா தாதுக்களும் கனிமங்களாகும். ஆனால் எல்லா கனிமங்களும் தாதுக்கள் அல்ல. எக்கனிமத்தில் இருந்து ஒரு உலோகம் லாபகரமான முறையில் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறதோ அக்கனிமமே தாதாகும். எடுத்தக்காட்டாக, களிமண் $(Al_2O_32SiO_2.2H_2O)$ மற்றும் பாக்ஸைட் $(Al_2O_3.2H_2O)$ ஆகியவை அலுமினியத்தின் இரு கனிமங்களாகும். ஆனால் அலுமினியம், பாக்டிஸட் கனிமத்தில் இருந்து மட்டுமே லாகபரமாக பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. எனவே, அலுமினியத்தின் தாது பாக்ஸைட் ஆகும். எனவே, புவியின் பரப்பில் காணும் பெரும் பகுதி மூலத்தில் இருந்து, தாதுக்களைப் பிரித்தெடுக்கும் முறைக்கு சுரங்கமுறை எனப்படும்.

பொதுவாக தாதுக்கள் ஆக்சைடுகள், சல்பைடுகள், சல்பேட்டுகள், குளோரைடுகள் மற்றும் சிலிகேட்டுகள் சேர்மமாக, சேர்ந்த நிலையில் காணப்படுகின்றன, இதனை அட்டவணை 2.1 விளக்குகிறது.

தாது	தாது அல்லது கனிமம்	இயைபு	காணும் உலோகம்
ஆக்சைடு தாதுக்கள்	பாக்சைட்	$Al_2O_32H_2O$	Al
	குப்ரைட்	Cu_2O	Cu
	ஹேமட்டைட்	Fe_2O_3	Fe
	ஜிங்கைட்	ZnO	Zn
	டின்கல் (அ) கேசிட்டரைட்	SnO_2	Sn
	பைரோலுசைட்	MnO_2	Mn
	பிட்சி பிளண்டி	U_3O_8	U
சல்பைடு தாதுக்கள்	காப்பர் பைரைட்ஸ்	Cu_2S, Fe_2s_3 or $CuFeS_2$	Cu
	காப்பர் கிளான்ஸ்	Cu_2S	Cu
	ஜிங்க் பிளண்டி	ZnS	Zn
	சின்னபார்	HgS	Hg
	கலினா	PbS	Pb
	ஆர்ஜெண் டைட்(அ) சில்வர் கிளான்ஸ்	Ag_2S	Ag
கார்பனேட் தாதுக்கள்	மெக்னசைட்	$MgCO_3$	Mg
	டோலமைட்	$CaCO_3MgCO_3$	Mg
	காலமன்	$ZnCO_3$	Zn
	மாலகைட்	$CuCO_3Cu(OH)_2$	Cu
	லைம்ஸ்டோன்	$CaCO_3$	Ca
ஹாலைடு தாதுக்கள்	உப்புக்கல்	NaCl	Na
	கார்னலைட்	$KCl.MgCl_2.6H_2O$	Mg
	ஹார்ன் சில்வர்	AgCl	Ag
	சில்வைன்	KCl	K
	கிரையோ லைட்	$3NaF.AlF_3$ or Na_3AlF_6	Al
சல்பேட் தாதுக்கள்	எப்சம் உப்பு	$MgSO_4.7H_2O$	Mg
	ஜிப்சம்	$CaSO_4.7H_2O$	Ca
	பாரைட்ஸ்	$BaSO_4$	Ba
	ஆங்லிசைட்	$PbSO_4$	Pb
சிலிகேட் தாதுக்கள்	அஸ்பெஸ்டாஸ் (கல்நார்)	$CaSiO_3.3MgSiO_3$	Mg
	பெல்ஸ்பார்	$K_2O.Al_2O_3.6SiO_2$ or $KAlSi_3O_3$	Al
	மைகா	$K_2O.3Al_2O_3.6SiO_22H_2O$	Al
பாஸ்பேட் தாதுக்கள்	பாஸ்போரைட்	$Ca_3(PO_4)_2$	P

2.2 புவியில் உயிர் வாழினங்கள் மற்றும் கடலில் கிடைக்கும் மூலங்கள் புவியில் காணும் மூலங்கள்

அநேகமாக 80 தனிமங்கள் கனிம படிவாக புவியின் புறப்பரப்பிலோ அல்லது பரப்பின் அடியிலோ காணப்படுகின்றன.

(அ) வினைபுரியாத உலோகங்கள் சேராத நிலையில் (தனிம நிலையில்) இரண்டாம், மூன்றாம் இடைநிலை வரிசைகளிலுள்ள VIIIB மற்றும் IB தொகுதிகளில் உள்ளது. (எ.கா.) Pt, Au, Ag. இயற்கையில் Ag தனித்த நிலையிலும் காணப்படுகிறது.

(ஆ) உலோக போலிகள் (எ.கா.) Ge, As, Sb மற்றும் அதை அடுத்த உலோகங்கள் பெருமாபாலும் அதிக அயனியாக்கும் ஆற்றலை உடையன. எனவே சல்பைடுகளாகக் கிடைக்கின்றன.

(இ) அதிக உலோகத் தன்மையுள்ள தனிமங்கள் எளிதில் நேர் அயனிகளாக தோன்றுதலால் அவைகள் ஆக்ஸைடுகளாகவும் (இடை நிலை உலோகங்கள்) கார்பனேட்டுகள் (IIA உலோகங்கள்) அல்லது குளோரைடுகள் (IA உலோகங்கள்)

(i) மூன்று உயரிய உலோகங்கள் (Cu, Ag, Au), Hg மற்றும் ஆறு பிளாட்டினம் உலோகங்கள் (Ru, Os, Rh, Ir, Pd மற்றும் Pt) தனித்த நிலையில் இயற்கையில் காணப்படுகின்றன. எல்லா உலோகங்களும் இயற்கையில் சேர்ந்த நிலையில் காணப்படுகின்றன.

(ii) புவிப்பரப்பின் இயைபு : சரிவிகித எடையில் O (49.1%), Si (26%), Al(7.5%), Fe(4.2%), Ca (3.2%), Na(2.4%), Mg(2.3%) மற்றும் H(1.0%)

(iii) சேர்ந்த நிலையல் காணப்படும் உலோகங்கள்

(a) ஆக்சைடுகள் – Mg, Cu, Zn, Al, Mn, Fe

(b) கார்பனேட்டுகள் – Na, Cu, Mg, Ca, Ba, Zn, Fe

(c) பாஸ்பேட்கள் – Ca, Pb, Fe

(d) சிலிகேட்டுகள் – Li, Cu, Zn, Al, Mn, Ni,

(e) சல்பேட்டுகள் – Fe, Cu, Pb, Hg,

கடல் வளம்

Na, Mg, Cl_2 மற்றும் Br_2 (புரோமின்) ஆகிய நான்கு தனிமங்களும், ஒற்றை அணுக்களின் அயனிகள் (Na^+, Mg^{2+}, Cl^-, Br^-) கொண்ட சமுத்திரங்களிலும் உப்பு நீரிலுமிருந்து பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன.

உயிர்வாழ் இன வளம்

மூலங்களில் உள்ள தனிமங்கள் அவற்றின் நிறையின் இறங்கு வரிசையில் அட்டவணை 2.2 இல் தரப்பட்டுள்ளன. ஏறக்குறைய 30 சதவிகித என்சைம்கள், அவற்றின் செயல் திறனுள்ள பகுதியில் ஒரு உலோக அனுவைக் கொண்டுள்ளன. உலோக அயனிகளைப் பயன்படுத்தும் உயிரியல் மூலக்கூறுகளின் தொகுப்பு அட்டவணை 2.2இல் தரப்பட்டு உள்ளது. இவற்றின் பெரும்பாலான மூலக்கூறுகள் புரதங்களாகும். இதுதவிர பெரும்பாலான உலோக அயனிகள் உயிரிகளின் கட்டமைப்பில் முக்கிய பங்கு வகிப்பவைகளாக படிக உருவுள்ள கனிமங்களாகவோ அல்லது படிக உருவமற்ற திண்மப் பொருள்களாகவோ அமைந்துள்ளன.

அட்டவணை 2.2 தனிமங்களின் நிறையின் அடிப்படையில் இறங்கு வரிசை

பூமியின் படிமம்	கடல்	மனிதன்
O	O	H
Si	H	O
Al	Cl	C
Fe	Na	N
Ca	Mg	Na
Mg	S	K
Na	Ca	Ca
K	K	Mg
Ti	C	P
H	Br	S
P	B	Cl

2.3 தாதுக்களதைத் தூய்மைப்படுத்தல்

தாதுக்கள் பொதுவாக களிமண், மணல் போன்ற பாறை சம்பந்தமான மாசுக்களோடு, சேர்ந்த மண்வகை மாசுக்கள் உள்ளன.

தாதுவைத் தூய்மைபடுத்தல் என்பது தூள் செய்யப்பட்ட தாதுவிலிருந்து மண்வகை மாசுகளை நீக்குவதாகும். இம்முறை தாதுவை அடர்பித்தல் அல்லது தாதுவை

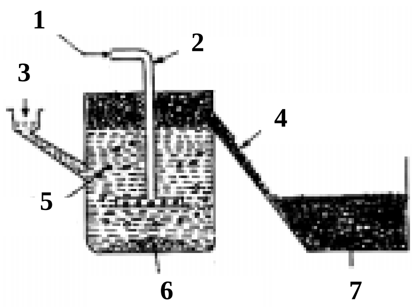
தூயதாக்குததல் எனப்படும். எனவே, இயற்கையில் கிடைக்கும் தாதுவை விட அடர்பிக்கப்பட்ட தாது அதிக சதவிகிதம் தாதுவைக் கொண்டிருக்கும். தாதுவின் தன்மைக்கேற்ப தாது கீழ்க்கண்ட முறைகளில் அடர்பிக்கப்படுகிறது.

i) புவிஈர்ப்பு முறையில் பிரித்தல் அல்லது நீரினால் கழுவுதல் :

இம்முறை ஹேமடைட், வெள்ளீயக்கால் போன்ற கனமான ‘ஆக்சைடு’ தாதுக்களுக்கு மிகவும் ஏற்றது. இதில் தூளாக்கப்பட்ட தாதுவை சரிவான தளத்தில் வைத்து வேகமாக ஓடும் நீரில் கழுவப்படுகிறது. மண் மற்றும் புவியில் உள்ள லேசான மாசுக்கள் நீரினால் அடித்துச் செல்லப்பட்டு கனமான தாது அடியில் தங்குகிறது.

ii) நுரை மிதப்பு முறை

இம்முறை சல்பைடு தாதுக்களான ஜிங்க் பிளாண்ட் (ZnS) மற்றும் காப்பர் பைரைட்ஸ் ($CuFeS_2$) போன்ற சல்பைடு தாதுக்களுக்கு மிகவும் பொருத்தமானது. சல்பைடு தாதுவின் துகள்கள் எண்ணெய்யில் நனையக் கூடியது; ஆனால் ஆக்சைடு தாது மற்றும் தேவையற்ற மாசுக்களும் நீரில் நனையப் கூடியன என்ற தத்துவம் இம்முறையில் பயன்படுத்தப் படுகின்றது. இம்முறையில் தூளாக்கப்பட்ட தாது சிறிது பைன் எண்ணெய் (குழைத்து மிதக்கத் தூண்டும் பொருள்) கலக்கப்பட்ட நீருடன் காற்றை அதிக அழுத்தத்துடன் செலுத்தி முழுக் கலவையும் பலவந்தமாக கலக்கப்படுகிறது. காற்றுடன் எண்ணெய் கலந்து நுரையை உண்டாக்குகிறது. தாதுப் பொருட்கள் நுரையில் ஒட்டிக் கொண்டு நீரின் மேற்பரப்பில் மிதக்கிறது; மண் மற்றும் பாறை சம்பந்தமான மாசுக்கள் நீரின் அடியில் தங்குகின்றன. படம் 2.1 நுரை மெதுவாகத் தள்ளி எடுக்கப்பட்டு சேகரிக்கப்படுகிறது. பின் அடர்பிக்கப்பட்ட தாது தனியாகப் பிரியும் வரை காத்திருந்து எடுக்கப்படுகிறது.

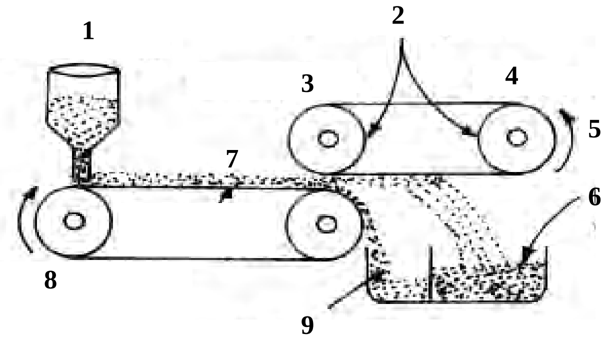


1. அழுத்த காற்று 2. காற்றுக் குழாய் 3.தூளாக்கப்பட்ட தாது + நீர் + பைன் எண்ணெய் 4.சல்பைடு துகள்கள் உள்ள நுரை 5. எண்ணெயில் குழைக்கப்பட்ட தாது உள்ள காற்றுக் குமிழ் 6. மண்வகை அசுத்தங்கள் 7.நுரையிலிருந்து அடர்பிக்கப்பட்ட சல்பைடு தாது

படம் 2.1

iii) மின்காந்தப் பிரிப்பு முறை

இம்முறையில் காந்தமில்லாத தாதுக்களிலிருந்து காந்தப் பண்புள்ள மாசுக்கள் பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன. (உ.ம்) வெள்ளீயக் கல் (ஒரு வெள்ளீயத் தாது). இதில் வெள்ளீயக் கல் காந்தத் தன்மை அற்றது. அதிலுள்ள இரும்பு, மாங்கனீசு மற்றும் டங்ஸ்டேட் ஆகியவை காந்தத் தன்மை உள்ள மாசுக்களாகும். தூளாக்கப்பட்ட தாதுவை (காந்த மாசுக்கள் கலந்தது) மின் காந்த உருளை மீது நகர்ந்து செல்லும் வார்ப் பட்டையின் மீது விழுமாறு (கூம்பு போன்ற அமைப்பின் மூலம்) செய்யப்படுகிறது. காந்த மாசுக்கள் காந்த உருளையின் ஈர்ப்பு விசையால் அதன் அருகிலேயே குவியலாக வந்து விழுகின்றன. காந்தமற்ற தாது காந்தத்திற்கு சிறிது தொலைவில் மையவிலக்கு விசையால் வேறொரு குவியலாக வந்து விழுகின்றன.



1. தூளாக்கப்பட்ட தாது. 2. மின்காந்தம் 3. வன்புலம் 4. மென்புலம் 5. சுழற்சியின் திசை 6.காந்தவியல் பொருட்கள் 7. நகரும் வார்ப்பட்டை 8. சுழற்சியின் திசை 9. காந்தமற்ற பொருட்கள்

படம் 2.2

iv) வேதியியல் முறை

தாது மிகத் தூய்மை நிலையில் இருக்க வேண்டுமெனில் இம்முறை பின்பற்றப்படுகிறது. (எ.கா) அலுமினியம் பிரித்தெடுத்தல் அலுமினியத்தின் ஒருதாதுவான பாக்சைட்டில் (Al_2O_3), SiO_2 மற்றும் Fe_2O_3 போன்ற மாசுக்கள் கலந்துள்ளன. பாக்சைட் தாதுவை $NaOH$ உடன் வினைப்படுத்தும் போது Al_2O_3, சோடியம் மெட்டா அலுமினேட்டாக மாற்றமடைந்து கரைசலில் கரைகிறது. கரையாத மாசுக்கள் (Fe_2O_3, SiO_2, $Fe(OH)_3$ ஆகியன) கரைசலின் அடியில் தங்குகின்றன. பின் அவை வடிகட்டி நீக்கப்படுகின்றன.

$$Al_2O_3 + 2NaOH \longrightarrow 2NaAlO_2 + H_2O$$

சோடியம் மெட்டா அலுமினேட் (கரைசலில்)

வடிநீரை (சோடியம் மெட்டா அலுமினேட் உள்ளது) நீர்த்தல் செய்து நன்கு கலக்கும் போது அலுமினியம் ஹைடிராக்சைடு வீழ்படிவாகிறது. அதை வடிகட்டியபின் தூய அலுமினா கிடைக்கும்படி தீயிடப்படுகிறது.

$$NaAlO_2 + 2H_2O \longrightarrow Al(OH)_3 + NaOH$$

$$2Al(OH)_3 \xrightarrow{\Delta} Al_2O_3 + 3H_2O$$

2.4 உலோகவியல் முறைகள்

உலோகவியல் என்பது கீழ்க்கண்டவற்றை விளக்கும் வேதியியல் பிரிவாகும்.

i) தாதுவிலிருந்து உலோகத்தைப் பிரித்தெடுத்தல்.

ii) மாசுக்களுக்குள்ள உலோகத்தைத் தூய்மைப் படுத்தல்.

iii) உலோகக் கலவைகளைத் தயாரித்தலும், அவைகளின் பகுதிப் பொருள்கள், அமைப்பு, பண்புகள் பற்றிய விளக்கமும்,

iv) உலோகங்களை உலோகக் கலவைகளாக மாற்றும் இயற்பியல் மற்றும் முறைகளுக்கிடையே உள்ள தொடர்பு.

அனைத்து உலோகங்களையும் பிரித்தெடுக்க ஒரேவித முறையைக் கையாள இயலாது. ஏனெனில் ஒவ்வொரு உலோகத்தையும் பிரித்தெடுக்க வெவ்வேறு முறைகள் கையாள வேண்டியுள்ளது. இது உலோகங்களின் தன்மை, தயாரிக்கும் முறைகளைப் பொறுத்தது. பொதுவாக உயரிய உலோகங்களான Au, Ag முதலியவை வழக்கமாக அவைகளின் குளோரைடுகள், ஆக்சைடுகள் அல்லது ஹைடிராக்சைடு–களிலிருந்து மின்னாற்பகுப்பு முறைகளில் பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன. கன உலோகங்களான Cu, Zn, Fe, Pb, Sn ஆகியன வறுத்தல் மற்றும் உருக்கிப் பிரித்தல் மூலம் பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன.

2.4.1 வறுத்தல் – ஆக்சிஜனேற்றம்

தாதுவை உலோக ஆக்சைடாக மாற்றும் ஒரு ஆக்சிஜனேற்றம் முறையே வறுத்தல் எனப்படும். வறுத்தல் முறையில் தாது மட்டுமோ அல்லது தகுந்த பொருளுடனோ அதிக காற்று சூழ்நிலையில் அதன் உருகுநிலைக்குக் குறைவான வெப்ப நிலையில் சூடுபடுத்தப் படுகிறது. வறுத்தல் பொதுவாக எதிர்வெப்ப அனல் உலை அல்லது ஊது உலையில் நடைபெறுகிறது. வறுத்தலின் போது (அ) S, As, Sb போன்ற ஆவியாகக் கூடிய மாசுக்கள் ஆக்சிஜனேற்றமடைந்து SO_2, As_2O_3 மற்றும் Sb_2O_3 போன்ற ஆவியாகும் வாயுக்களாக வெளியேறுகின்றன. (ஆ) சல்பைடு தாதுவாக இருந்தால்

அது சிறைவுற்று SO_2 வாயுவை வெளிவிட்டு அவைகளின் ஆக்சைடுகளாகின்றன. (இ) ஈரம் நீக்கப்படுகிறது.

ஆக்ஸிஜனேற்ற வறுத்தல்

இவ்வகை வறுத்தலில் S, As மற்றும் Sb மாசுக்கள் அவற்றின் ஆவியாக் கூடிய ஆக்ஸைடுகளான SO_2, As_2O_3 மற்றும் Sb_2O_3 ஆக காற்று, வெப்பம் ஆகியவற்றின் கூட்டு செயல்பாட்டால் நீக்கப்படுகின்றன. அதே சமயம் தாதுவும் அதன் ஆக்சைடுகளாக மாற்றப்படுகின்றது. இத்தகைய வறுத்தல் காப்பர் பைரைட்ஸ், ஜிங்க் பிளண்ட் மற்றும் லெட் தாது (PbS) ஆகியவற்றில் நடைபெறுகின்றது.

$$2ZnS + 3O_2 \rightarrow 2ZnO + 2SO_2 \qquad 2PbS + 3O_2 \rightarrow 2PbO + 2SO_2$$

காற்றில்லா சூழ்நிலையில் வறுத்தல்

தாதுவை அதன் உலோக ஆக்சைடாக (ஆக்சிஜனேற்றம்) மாற்றும் மற்றொரு முறை காற்றில்லா சூழ்நிலையில் வறுத்தலாகும். இம்முறையில் காற்றில்லா சூழலில் தாது அதன் உருகுநிலையை விட குறைந்த வெப்பநிலையில் நன்கு உயர்வெப்பநிலைக்கு உட்படுத்தப் படுகிறது. இம்முறை வறுத்தல் கார்பனேட்டுகள் மற்றும் நீரேற்றமடைந்த தாதுகளுக்கு கையாளப்படுகிறது. இவ்வகை வறுத்தலின் விளைவாக (அ) ஈரம் நீக்கப்படுகின்றது. (ஆ) வாயுக்கள் வெளியேற்றப்படுகின்றன. (இ) ஆவியாகக் கூடிய மாசுக்கள் நீக்கப்படுகின்றன. (ஈ) பொருள் நுண்துளை உள்ளதாகிறது. (உ) தாதுவில் வெப்பச் சிதைவு ஏற்படுகின்றது. எடுத்துக்காட்டாக

$CaCO_3$ (சுண்ணாம்புக் கல்) $\rightarrow$ $CaO + CO_2\uparrow$

$MgCO_3$ (மாக்னசைட்) $\rightarrow$ $MgO + CO_2\uparrow$

$MgCO_3.CaCO_3$ (டோலமைட்) $\rightarrow$ $MgO + CaO + 2CO_2\uparrow$

$CuCO_3.Cu(OH)_2$ (மாலகைட்) $\rightarrow$ $2CuO + H_2O + CO_2\uparrow$

$ZnCO_3$ (காலமைன்) $\rightarrow$ $ZnO + CO_2\uparrow$

$2Fe_2O_3 . 3H_2O$ (லிமோனைட்) $\rightarrow$ $2Fe_2O_3 + 3H_2O\uparrow$

கால்சைட்டை வெப்பச் சிதைவுக்கு உட்படுத்தும் போது சுட்ட சுண்ணாம்பு கிடைத்ததால் இவ்வறுத்தல் கால்சினேற்றம் எனப் பெயர் பெற்றது. பொதுவாக இவ்வகை வறுத்தல் எதிர் வெப்ப அனல் உலையில் நடைபெறுகிறது.

2.4.2 உருக்கிப் பிரித்தல் – ஆக்சிஜன் ஒடுக்கம்

உலோக ஆக்சைடை, உலோகமாக மாற்றும் ஒரு ஒடுக்க வினையே உருக்கிப்பிரித்தல் எனப்படும். தாதுவை உருக்கி உலோகத்தைப் பிரிக்கும் அனைத்து

செயல்களிலும் இம்முறை பயன்படுகிறது. தாதுவுடன் இளக்கி அல்லது ஆக்சிஜன் ஒடுக்கியால் உருக்கிப் பிரிக்கும் போது அதில் வறுத்தல், காற்றில்லா சூழ்நிலையில் வறுத்தல், ஆக்சிஜன் ஒடுக்கம் ஆகிய முறைகளும் நடைபெறுகின்றன. பொதுவாக உலோகம் அல்லது உலோக சல்பைடை அதன் உருக்கிய தாதுவிலிருந்து பிரித்தலே உருக்கிப் பிரித்தல் ஆகும். வழக்கமாக உருக்கிப் பிரித்தல் ஊது உலைகளில் நடைபெறுகிறது. அப்பொழுது மின்சக்தி அல்லது நிலக்கரியை எரித்து உயர்வெப்பநிலை உண்டாக்கப்படுகிறது.

உருக்கிப் பிரித்தலில் காற்றுள்ள சூழலில் அல்லது காற்று இல்லாக சூழலில் வறுத்த தாது கல்கரியுடன் கலந்து, உலையில் வெப்பப்படுத்தப்படுகிறது. இதன் வினைவாக பகுதியளவே எரிந்த கார்பனிலிருந்து பெறப்படும் CO, ஆக்சைடை உலோகமாக ஒடுக்குகிறது. எடுத்துக்காட்டாக அயர்ன் பிரித்தெடுத்தலில் ஹேமடைட் தாது (Fe_2O_3) கல்கரியுடனும், சுண்ணாம்புக் கல்லுடனும் (இளக்கி) உருக்கிப் பிரிக்கப்படுகிறது. இந்த ஒடுக்கத்தின் காரணமாக அயர்ன் உருகிய அல்லது திரவ நிலையில் கிடைக்கிறது.

$$Fe_2O_3 + 3C \rightarrow 2Fe + 3CO \qquad CaCO_3 \rightarrow CaO+CO_2$$

$$Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2 \qquad CaO+SiO_2 \rightarrow CaSiO_3$$

இது போலவே காப்பர் கைரைட்டிலிருந்து காப்பர் பிரித்தெடுத்தலில் தாது கல்கரியுடன் கலந்து ஊது உலையில் வெப்பப் படுத்தப் படுகிறது. உருகாத மாசுவான $FeO, FeSiO_3$ (கசடு) ஆக மாற்றப்பட்டு நீக்கப்படுகின்றது. மாட்டி எனப்படும். அயர்ன், காப்பர் சல்பைடுகளின் கலவை உருகிய நிலையில் கிடைக்கிறது.

$$\underset{\text{மாசு}}{FeO} + \underset{\text{இளக்கி}}{SiO_2} \rightarrow \underset{\text{கசடு}}{FeSiO_3}$$

பிற எடுத்துக்காட்டுகள்

$$ZnO + C \rightarrow Zn + CO \, ; \qquad SnO_2 + 2C \rightarrow Sn + 2CO$$

$$MnO_2 + 2C \rightarrow Mn + 2CO$$

2.4.3 பெசிமராக்குதல்

இது வார்ப்பு இரும்பிலிருந்து எஃகு இரும்பு உற்பத்தி செய்ய இம்முறை பயன்படுகின்றது. எஃகு இரும்பு என்பது $0.15 - 1.5\ \%$ கார்பன் கலந்த கார்பன் இரும்பு கலவையாகும்.

இதில் மிகச் சிறிதளவு சல்பர், பாஸ்பரஸ், மாங்கனீசு மற்றும் சிலிகன் மாசுக்கள் உள்ளன. கார்பன் அளவைப் பொறுத்து எஃகு இரும்பு, குறைந்த கார்பன் எஃகு

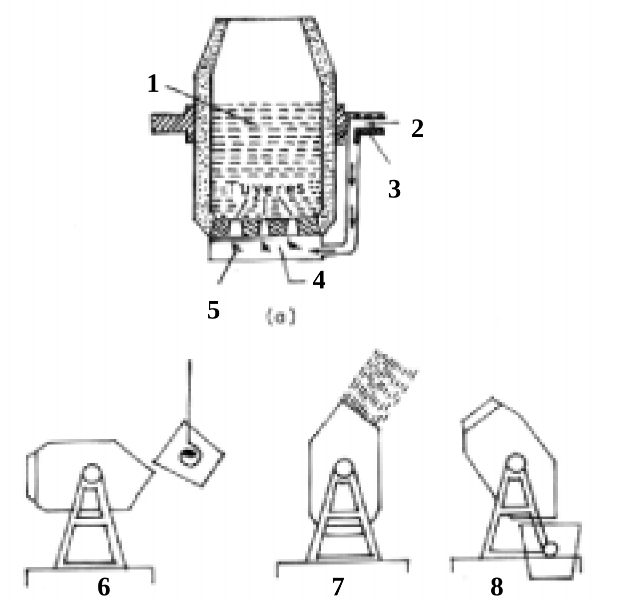
(0.15 - 0.3 %) மிதமான கார்பன் எஃகு (0.3 - 0.8%) மற்றும் அதிக கார்பன் எஃகு (0.8 - 1.5) என மூவகையாகப் பிரிக்கப்பட்டுள்ளது.

இம்முறையை இங்கிலாந்து தேசத்தைச் சேர்ந்த ஹென்றி பெசிமர் கண்டுபிடித்தார் (1856) இம்முறையில் மாற்றி எனப்படும் தீக்களிமண் பூசப்பட்ட கொள்கலத்தில் 2 வளிமண்டல அழுத்தத்தில் வைக்கப்பட்டுள்ள வார்ப்பு இரும்பில் குளிர்காற்று ஊதப்படும் போது மாசுக்கள் ஆக்சிஜனேற்றம் செய்யப்படுவதோடல்லாமல் வார்ப்பு இரும்பும் எஃகாக மாற்றப்படுகின்றது.

மாற்றியின் மீது பூசப்படும் கார அல்லது அமிலத் தன்மையுள்ள உருகாப் பொருளைப் பொறுத்து இம்முறை வேறுபடுகிறது. அமில பெசிமர் முறையில் பாஸ்கரஸ் குறைவாக உள்ள வார்ப்பிரும்பு (0.09% க்கு கீழ்) பயன்படுத்தப்படுகிறது. கார முறையில் உயர் பாஸ்பரஸ் வார்பிரும்பு (1.5%க்கு மேல்) பயன்படுகிறது.

மாற்றி 6 மீ உயரமும் 3 மீ விட்டமும் உடைய ஈட்டி வடிவமுள்ள ஓர் உலையாகும். அது எஃகு தட்டுகளால் செய்யப்பட்டது. உள்புறம் சிலிகா அல்லது மக்னீசியா (MgO) பூசப்படுகிறது. இது வார்ப்பு இரும்பிலுள்ள மாசுக்களைப் பொறுத்துள்ளது. வார்ப்பு இரும்பிலுள்ள மாசு காரமாக இருந்தால் எ.கா. மாங்கனீசு, சிலிகா பூசப்பட்ட செங்கல் பயன்படுகிறது. இம்முறை அமில பெசிமர் முறை எனப்படுகிறது. மாசுக்கள் அமிலத்தன்மை உடையதாக இருந்தால் எ.கா. சல்பர், பாஸ்பரஸ் ஆகியன, காரத்தன்மை உடைய சுட்ட சுண்ணாம்பு (CaO) அல்லது மக்னீசியா (MgO) மாற்றியில் பயன்படுகிறது. இம்முறை கார பெசிமர் முறை எனப்படுகிறது. இந்த மாற்றி 10 முதல் 25 டன் வரை பொருளை ஒரே சமயத்தில் ஏற்று செயல்படுத்தக் கூடியது. மாற்றி சாய்வு தளங்களின் மேல் வைக்கப்பட்டுள்ளது. இதில் ஒன்று உள்ளீடற்ற காற்று செலுத்தும் குழாயாக உள்ளது. இதன் மீதுள்ள மாற்றியை எந்த திசையில் திருப்பி வைக்கும்படி அமைக்கப்பட்டுள்ளது. மாற்றியலும் காற்றை அதிகமாக செலுத்துவதற்கேற்றவாறு நிறைய துளைகள் போடப்பட்டுள்ளன.

உருகிய நிலையலுள்ள வார்ப்பிரும்பு கலக்கியில் கலந்த பின் மாற்றியில் மின்னேற்றம் செய்யப்படுகிறது. ஏறக்குறைய 15-16 டன்கள் வரை ஒரே சமயத்தில் இரும்பு ஏற்றம் செய்யப்படலாம். மாற்றி முதலில் கிடைமட்டமாகவும் ஏற்றம் செய்தபின் செங்குத்தாகவும் வைக்கப்படுகிறது. ஏற்றம் செய்தபின் அதன் கீழுள்ள துளைகள் வழியாக 2-3 கி.கி / செ.மீ,^{3} அழுத்தத்தில் குளிர்ந்த காற்று அதிக அளவில் செலுத்தப்படுகிறது. அதிக அளவு காற்று சுமார் 15 நிமிடங்கள் செலுத்தும் போது மாசுக்கள் ஆக்சிஜனேற்றம் அடைகின்றன. Mn ஆனது MnO ஆகவும் Si ஆனது SiO_2 ஆகவும் ஆக்சிஜனேற்றம் அடைகின்றன. கார்பனும் CO ஆக ஆக்சிஜனேற்றம் செய்யப்படுகின்றது. Mn மற்றும் Sn ஆக்சைடுகள் (MnO மற்றும் SiO_2) சேர்ந்து மாங்கனீசு சிலிகேட் என்ற கசடு உருவாகின்றது. படம் 2.3



1. உருகிய எஃகு 2. காற்றாலை 3. குறுகிய குழாய் 4. காற்றுப் பெட்டி 5. காற்று 6. தாது ஏற்றி 7. ஊதுதல் 8. சாய்த்தல்

படம் 2.3 பெசிமர் மாற்றி மற்றும் பெசிமர் முறை

2.4.4. உலோகங்களைத் தூய்மையாக்குதல்

மின்னாற் பகுப்பு முறை

இதுவே தூய்மையான உலோகத்தைப் பெறும் ஒரு சிறந்த, முக்கியமான முறையாகும். இம்முறை Cu, Ag, Pb, Au, Ni, Sn, Zn போன்ற பல உலோகங்களைத் தூய்மைப்படுத்த பயன்படுகிறது. மாசுள்ள உலோகத் தண்டு நேர்மின்வாயாகவும், உலோகத்தின் மெல்லிய தகடு எதிர்மின் வாயாகவும் செயல்படுகிறது. அந்த உலோகக் கரைசல் மின்பகுளியாக எடுத்துக் கொள்ளப்படுகிறது. மின்சாரத்தை மின்பகுளி வழியாக செலுத்தும்போது நேர்மின் வாயிலுள்ள தூய உலோகம் கரைந்து எதிர்மின் வாயில் படிகிறது.

கரையாத மாசுக்கள் மின்பகுளியில் கரைகிறது. அல்லது கரைசலின் அடியில் நேர்மின்வாய் மாசுக்களாகத் தங்குகிறது. எடுத்துக்காட்டாக தாமிரம் சுத்தப்படுத்தலில் Fe மற்றும் Zn மாசுக்கள் மின்பகுளியில் கரைகின்றன. அதில் Au, Ag மற்றும் Pt நேர்மின்வாய் மாசுக்களாக விடப்படுகின்றன.

காப்பர் : காப்பரை மின்னாற் தூய்மைப் படுத்தலில் மாசு கலந்த காப்பரின் பெரிய தண்டு நேர்மின் வாயாகவும் சுத்தமான காப்பரின் மெல்லிய தகடு எதிர்மின்

வாயாகவும் எடுக்கப் படுகின்றன. காப்பர் சல்பேட் கரைசல் மின்பகுளியாகப் பயன்படுகிறது. மின்சாரத்தைச் செலுத்தும்போது கீழ்க்கண்ட வினைகள் நடைபெறுகின்றன.

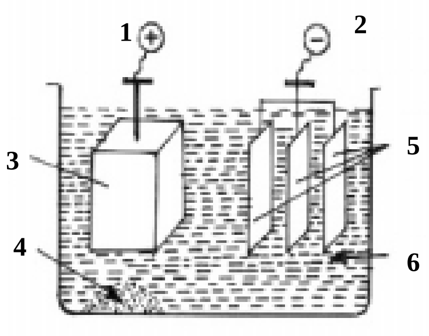
1. Cu^{2+} அயனிகள் (காப்பர் சல்பேட் கரைசலிலிருந்து) எதிர்மின்வாய்க்குச் செல்கின்றன. அங்கு அவை காப்பராக ஒடுக்கமடைந்து எதிர்மின்வாயில் படிகின்றன.

$$Cu^{2+} + 2e^{-} \longrightarrow Cu$$

2. காப்பர், (மாசு கலந்த நேர்மின் வாயில்) காப்பர் அயனியை உண்டுபண்ணி பின் அது மின்பகுளிக்குள் செல்கிறது

$$Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2e^{-}$$

இதன் விளைவாக தூய காப்பர் நேர்மின்வாயிலிருந்து எதிர்மின்வாய்க்கு மாற்றமடைகிறது. ஜிங்க், அயர்ன் போன்ற மாசுக்கள் கரைசலில் கலக்கின்றன. உயரிய மாசுக்களான சில்வர், கோல்ட் ஆகியவை நேர்மின் வாய் துகள் ஆக விடப்படுகின்றன. மின்னாற் தூய்மைப் படுத்தலில் காப்பர் **99.98%** தூய்மைப் படுத்தப்படுகிறது. (படம் 2.4)



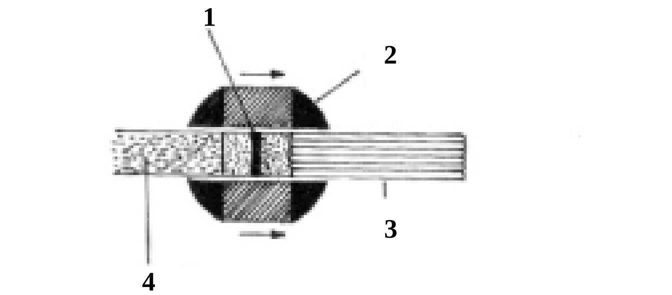
1. நேர்மின் தகடு, 2. எதிர்மின்தகடு, 3. மாசுகலந்த காப்பர், 4. நேர்மின் முனைவீழ்படிவு மண், 5. மெல்லிய காப்பர் தகடுகள், 6. காப்பர் சல்பேட் கரைசல் (மின்பகுளி)

படம் 2.4 காப்பரை மின்னாற் தூய்மைப்படுத்தல்

b) துருவமுனைத் தூய்மையாக்கல்

இம்முறை மிகவும் தூய உலோகம் (சிலிகன், டெல்லூரியம், ஜெர்மானியம் போன்றவை) தயாரிக்க கையாளப்படுகின்றது. இவை குறைகடத்திகளில் பயன்படுகின்றன. மாசுக்கள் இருக்கும்போது ஒரு பொருளின் உருகுநிலை குறையும் என்பதே இம்முறையின் தத்துவமாகும். இதன்படி மாசுள்ள உருகிய நிலையிலுள்ள உலோகத்தைக் குளிர்விக்கும் போது தூய உலோகத்தின் படிகம் திண்ம நிலையில்

கிடைக்கிறது. மீதியுள்ள உலோகத்துடன் மாசுக்கள் தங்கி விடுகின்றன. (படம் 2.5)



1.மாசு கலந்த உருகிய உலோகம் 2. வளைய வெப்பமூட்டி 3. மாசு கலந்த உலோகத் தண்டு
4. மாசற்ற மீண்டும் படிகமாக ஆக்கப்பட்ட உலோகம்

படம் 2.5 துருவமுனைத் தூய்மையாக்கல்

இம்முறையில் மாசுள்ள உலோகம் சட்ட வடிவில் வார்பிக்கப்படுகிறது. இச்சட்டத்தைச் சூழ்ந்திருக்கும்படி ஒரு வெப்பமூட்டி, சட்டத்தின் ஒரு முனையிலிருந்து மற்றொரு முனைக்கு நீளவாக்கில் நகரும்படி பொருத்தப்பட்டுள்ளது. வெப்பப் படுத்தப்பட்ட பகுதியில் சட்டம் உருகுகிறது. வெப்பமூட்டி நகரும் போது தூய உலோகம் படிகமாகிறது. அதேசமயம் மாசுக்கள் பக்கத்திலுள்ள உருகிய பகுதிக்குச் செல்கிறது. இவ்வாறாக மாக்கள் ஒரு முனையிலிருந்து மற்றொரு முனை வரை நீக்கப்படுகின்றன. இம்முறையை திரும்பத் திரும்ப செய்து மிகத்தூய்மையுள்ள உலோகம் பெறப்படுகிறது.

c) மாண்ட் முறை

வெப்பமுறைகள் கார்பனைல் முறையயும், ஹைட்ரைடை சிதைத்தல் போன்றவற்றையும் உள்ளடக்கியவை. Fe, Ni போன்றவற்றைத் தூய்மைப்படுத்த கார்பனைல் முறை பயன்படுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக நிக்கலை எடுத்துக் கொண்டால் மாசுள்ள உலோகம் CO உடன் வெப்பப் படுத்தப்படுகிறது. கிடைத்த நிக்கல் கார்பனைல் (காய்ச்சி வடித்தலின் மூலம் மாசுக்களை நீக்கிய பின்) சிதைக்கப்பட்டு தூய நிக்கல் உலோகமும் COஉம் பெறப்படுகிறது. இம்முறை மாண்ட்முறை எனப்படுகிறது.

$$Ni + 4CO \longrightarrow Ni(CO)_4 \longrightarrow Ni + 4CO$$

இது கீழ்க்கண்ட உண்மைகளை அடிப்படையாகக் கொண்டது (அ) நிக்கல் மட்டுமே (Cu, Fe ஆகியவைகள் அல்ல) 50^oCயில் CO செலுத்தும் போது ஆவியாகும் கார்கனைல், $Ni(CO)_4$ஐ உண்டாக்கக் கூடியது. (ஆ) 180^oCயில் நிக்கல் கார்பனலை சிதைந்து தூய நிக்கலைக் கொடுக்கிறது.

வினாக்கள்

A. சரியான விடையைத் தேர்ந்தெடு

1. ஹேமடைட் தாதுவின் மிக முக்கிய படுகை கண்டுபிடிக்கப்பட்ட இடம்
   a) ஒரிஸ்ஸா b) அமோரா c) ராஜஸ்தான் d) ஹிமாசலபிரதேசம்.

B. கோடிட்ட இடங்களை நிரப்புக

1. தாதுக்களோடு சேர்ந்த பூமியின் மாசுக்கள் .... எனப்படும்.
2. நுரை மிதப்பு முறை .... தாதுவை அடர்ப்பிக்க ஏற்றது.
3. மிகவும் தூய உலோகம் .... முறையில் பெறப்படுகிறது.
4. மண்வகை மாசு + இளக்கி ....
5. ஒரு கனிமத்திலிருந்து லாபகரமான உலோகம் பிரிக்கப் பட்டால் அதற்கு .... என்று பெயர்.
6. காப்பர், அயர்ன் ஆகியவற்றின் சல்பைடு கலவை .... எனப்படுகிறது.
7. .... குழைத்து மிதக்கத் தூண்டும் பொருளாகப் பயன்படுகிறது.

C. ஓரிரு வாக்கியங்களில் விடையளி.

1. தகுந்த எடுத்துக் காட்டுடன் கனிமத்தையும், தாதுவையும் வேறுபடுத்திக் காட்டுக
2. கடல்நீர் மூலத்திலிருந்து கிடைக்கும் தனிமங்கள் யாவை?
3. தாதுவை அடர்ப்பிக்கும் பல்வேறு முறைகள் யாவை?
4. புவியீர்ப்பு முறையில் பிரித்தல் என்றால் என்ன?
5. நுரை மிதப்பு முறையில் அடர்பிக்கப்படும் தாதுக்களின் பெயர்களைக் குறிப்பிடுக.
6. உலோகவியல் முறையை வரையறு.
7. உலோகவியலில் பயன்படும் முக்கிய முறைகள் என்ன?
8. காற்றில்லா சூழலில் வறுத்தல் என்றால் என்ன ? எ.கா. தருக.
9. பெசிமர் முறையின் தத்துவம் என்ன?
10. மின்னாற்பகுப்பு முறையில் தூய்மைப் படுத்தல் என்றால் என்ன? எடுத்துக்காட்டு தருக.
11. நேர்மின்வாய் மாசு என்றால் என்ன?
12. கீழ்க்கண்டவற்றைப் பற்றி என்ன அறிவாய்,
    i) வறுத்தல் ii) உருக்கிப் பிரித்தல்.

D. கீழ்க்கண்டவற்றைப் பற்றி சுருக்கமாக விளக்குக

1. உயிரி அமைப்பில் தனிமங்களின் மூலம் பற்றி குறிப்பு வரைக.

2. நுரை மிதப்பு முறையைப் ப்றிற சரியான படத்துடன் விளக்கு.
3. காந்தத் தன்மை உள்ள மாசுக்களில் இருந்து காந்தத் தன்மை உள்ள தாதுவை பிரித்தெடுத்தலில் மின்னாற் பிரிப்பு எவ்வாறு பயனுள்ளதாக உள்ளது? படத்துடன் விளக்குக.
4. வேதியியல் முறையில் தாதுவிலிருந்து எவ்வாறு மாசுக்கள் நீக்கப்படுகின்றன?
5. வறுத்தல் என்றால் என்ன? இம்முறையை எடுத்துக்காட்டுடன் விளக்குக.
6. உருக்கிப் பிரித்தல் என்றால் என்ன ? இம்முறையை எடுத்துக்காட்டுடன் விளக்குக.
7. துருவமுனைத் தூய்மையாக்கல் என்றால் என்ன? இம்முறையில் உலோகங்களை தூய்மைப்படுத்துவதன் தத்துவம் என்ன?
8. மாண்ட் முறையில் நிக்கல் எவ்வாறு பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது? இம்முறையில் நிகழும் பல்வேறு வேதிவினைகளளை எழுது.

தொகுப்புரை

- உலோகவியலின் முக்கியப் பண்புகளை இந்த அத்தியாயத்தில் விளக்கப்பட்டுள்ளது.
- பல்வேறு தாதுக்கள் அவற்றைத் தூய்மைப்படுத்தும் முறைகள்.
- வறுத்தல், உருக்கிப் பிரித்தல், பெசிமர் முறை பற்றிய வேதியியல் சுருக்கமாக விளக்கப்பட்டுள்ளன.
- தூய்மைப்படுத்தலின் பல்வேறு முறைகள் விளக்கி படங்களின் மூலம் தெளிவாக்கப்பட்டுள்ளன.

மேற்பார்வை நூல்கள்

1. Engineering chemistry - P.C.Jain and Monika Jain Twelth Ed- 1999.
2. Industrial chenistry - B.K. Sharma, Tenth Ed- 1999.
3. A text book of Material Science and metallurgy - O.P. Khanne - 1996.
4. Basic Resource Atlas of Tamil Nadu.

3. அணு அமைப்பு - I

கற்றலின் கோட்பாடுகள்

- *'அணு அமைப்பு' பற்றிய வரலாற்றுத் தொடர்ச்சியை புரிந்து கொள்ளல்.*
- *நீல்ஸ் – போர் அணுமாதிரியின் நிறைகள் மற்றும் குறைகள் பற்றி கவனத்தில் கொள்ளல்.*
- *சாமர்பீல்டின் அணு மாதிரியைக் கற்றல்.*
- *குவாண்டம் என்களின் முக்கியத்துவத்தை அறிந்து கொள்ளல்.*
- *ஆர்பிட்டால்களின் வடிவங்களை அறிந்து கொள்ளுதல்.*
- *எலக்ட்ரான் குவாண்டம் குறியீடுகளை அறிந்து கொள்ளல்.*
- *பௌலியின் தவிர்ப்புத் தத்துவம், ஹூண்ட் விதி மற்றும் ஆஃபா கொள்கைகளின் பயன்பாடுகளை அறிந்து கொள்ளல்.*
- *எலக்ட்ரான் அமைப்பை எழுதுவதற்கு, பல்வேறு ஆர்பிட்டால்களின் நிலைப்புத் தன்மையைப் புரிந்து கொள்ளல்.*
- *எலக்ட்ரான் அமைப்புகளைப் பொருத்து தனிமங்களின் வகையீடுகளைப் புரிந்து கொள்ளுதல்.*

3.1 அணு அமைப்பைப் பற்றி சுருக்கிய வரலாற்று அறிமுகம்

அறிவியல் சிந்தனைகளில் 1808ஆம் ஆண்டு ஜான் டால்டன் அறிமுகப்படுத்திய அணுக் கொள்கை, வேதியியல் சிந்தனைகளில் ஒரு புதிய அத்தியாயத்தைத் தோற்றுவித்தது.

இக்கொள்கையின்படி, எல்லா பொருட்களும் மிக நுண்ணிய துகள்களாகிய, அணுக்களால் ஆக்கப்பட்டவைகளாகும். இக்கொள்கையின்படி அணுக்கள், அமைப்புகள் அற்ற, கடின, ஊடுருவாத துகள் பண்புடைய, பிரிக்க முடியாத பொருட்களாகும். ஜான் டால்டனின் கருத்துகள் 19ஆம் நூற்றாண்டில், அப்பொழுது பெறப்பட்ட சோதனைகளின் முடிவுகளின் விளைவுகளாகும். இருபதாம் நூற்றாண்டின் தொடக்கத்தில் ஓர் அணு, மிகச் சிறிய துகள்களாகிய எலக்ட்ரான்கள், புரோட்டான்கள் மற்றும் நியூட்ரான்களால் ஆக்கப்பட்டவை என நிரூபிக்கப்பட்டது. அணுவின் மைய பாகமான உட்கருவில் உள்ள நேர்மின்னூட்டத்துகளே புரோட்டானாகும். உட்கருவைச் சுற்றி, எதிர்மின்னூட்டம் உடைய துகள் எலக்ட்ரான் ஆகும். அணுவின் உட்கருவினுள் நடுநிலைத் தன்மையுள்ள

நியூட்ரானும் உள்ளது. அணு நடுநிலைத்தன்மை வாய்ந்ததால், உட்கருவில் காணும் நேர்மின்னூட்டத்தின் எண்ணிக்கைக்கு சமான எண்ணிக்கை அளவு எலக்ட்ரான்கள் உள்ளன.

தாம்சனின் அணுமாதிரி

1904ஆம் ஆண்டு சர்.ஜே.ஜே. தாம்சன் ஒரு குறிப்பிட்ட அணுவின் உள்ளமைப்பை விளக்கும் கொள்கையை அறிமுகப்படுத்தினார். இக்கொள்கையின்படி, அணுவானது, ஒங்கான $10^{-10}\,m$ அளவிற்கு நேர்மின்னூட்டபட்ட கோளங்களினால் ஆனது. இதனுள், அணுவில் காணும் நேர்மின்னூட்டத் துகள்களுக்குச் சமமாக எலக்ட்ரான்கள் பதிக்கப்பட்டுள்ளன என அறிவித்தார். இக்காரணத்தின் விளைவாக அணுவானது நடுநிலைத் தன்மையைப் பெற்றுள்ளது எனவும் அறிவித்தார்.

இந்த வகை அணு மாதிரி, அணுவின் மின்சார நடுநிலைமைத் தன்மையை மட்டுமே விளக்குவதாக அமைந்துள்ளது. ஆனால் ரூதர்போர்டு செயல்படுத்திய மெல்லிய கோல்டு தகட்டின் சிதறும் சோதனையின் முடிவுகளை விளக்க முடியவில்லை.

ரூதர்போர்டின் சிதறல் சோதனை

எலக்ட்ரான்கள் மற்றும் புரோட்டான்கள் எவ்வாறு அமைந்துள்ளன என்பதை அறிவதற்காக 1911ஆம் ஆண்டு ரூதர்போர்டு சிதறும் சோதனையை நடத்தினார். அதிவேகமாக நகரும் நேர்மின்னூட்டம் உடைய ஆல்பா துகள்களை மெல்லிய கோல்டு தகட்டின் மீது மோத வைத்தார்.

ரூதர்போர்டின் அணுக்கரு மாதிரி

கதிரியக்க மூலத்தில் இருந்து பெறப்பட்ட ஆல்பா துகள்கள் மெல்லிய உலோகத்தகட்டின் மீது ஏற்படுத்தும் சிதறல்கள் மூலம் பெறப்பட்ட முடிவுகளின்படி, இம்மாதிரியைத் தோற்றுவித்தார்.

இவரின் கருத்துப்படி,

i) மெல்லிய தகட்டின் ஊடே பெரும்பகுதியான ஆல்பா துகள்கள் எளிதில் ஊடுருவிச் செல்வதால், அணுவின் பெரும்பகுதி, வெற்றிடமாகும்.

ii) ஒரு சில ஆல்பா கதிர்கள் விலக்கம் பெறுகின்றன. இப்பண்பு அதிகமான விலக்கு விசையால் நடைபெறுவதாகும். எனவே, அணுவின் நேர்மின்னூட்டம், அணுவின் எல்லா பகுதிகளிலும் தாம்சன் கூறியபடி பரவி அமையவில்லை. நேர்மின்னூட்டம் குறிப்பிட்ட சிறிய பருமனில் செறிவுற்று இருப்பதால், நேர்மின்னூட்டமுடைய ஆல்பா துகள்கள் விலக்கம் பெறுகின்றன. இம்மிகச்சிறிய அணுவின் பகுதியே, ரூதர்போர்டு என்பவரால் 'உட்கரு' என அழைக்கப்பட்டது.

iii) அணுவின் பருமனை ஒப்பிடும் பொழுது, உட்கரு அடைத்துக் கொள்ளும் பருமன் மிக மிகச் சிறயது. அணுவின் ஆரம் $10^{-10}\,m$ எனப்படும் பொழுது, உட்கருவின் ஆரம் $10^{-15}\,m$ ஆகும். இக்கருத்தின்படி, உட்கரு ஒரு கிரிக்கெட் பந்து என கருதினால், அணுவின் ஆரம் சற்றே ஏறத்தாழ 5 கிலோ மீட்டராகும்.

மேற்சொன்ன ஆய்ந்தறிந்த கருத்துக்களின் படியும், முடிவுகளின் படியும், ரூதர்போர்டு அணுவின் உட்கரு மாதிரியை அறிமுகப்படுத்தினார். இந்த அணு மாதிரியின்படி,

(a) ஓர் அணுவின், மையப்பகுதியில் நுண்ணிய நேர்மின்னூட்டமுடைய உட்கரு உள்ளது.

(b) உட்கருவின் நேர்மின்னூட்டத்திற்கு, புரோட்டான்களே காரணமாகும். உட்கருவின் நிறை, புரோட்டான்கள் மற்றும், புரோட்டான்களின் நிறைகளைப் போலவே பெற்றுள்ள நடுநிலைத் துகள்களைப் பொருத்து அமைகிறது. இவ்வகை நடுநிலைத் துகளே நியூட்ரானாகும். 1932ல் சாட்விக் என்பார் இந்த நியூட்ரான் துகளை கண்டறிந்தார். உட்கருவில் உள்ள புரோட்டான்களும், நியூட்ரான்களும் ஒட்டு மொத்தமாக உட்கருத்துகள்கள் (Nucleons) என அழைக்கப்படுகின்றன. உட்கருத் துகள்களின் மொத்த எண்ணிக்கையே அணுவின் நிறை எண்ணாகும் (A).

(c) உட்கருவினைச் சுற்றி, எலக்ட்ரான்கள் பல்வேறு வட்ட வடிவப் பாதைகளில் வேகமாக இயங்குகின்றன. இவ்வட்ட வடிவகோளப் பாதைகள் 'ஆர்பிட்' அல்லது `வளையங்கள்' என அழைக்கப்படுகின்றன. எனவே., ரூதர்போர்டு அணு மாதிரி, சூரிய மண்டலத்தில் காணும் சூரியனைப் போன்று உட்கருவும், மற்றும் அதனைச் சுற்றிவரும் கிரகங்கள், எலக்ட்ரான்களுக்கும் பொருந்துகின்றன.

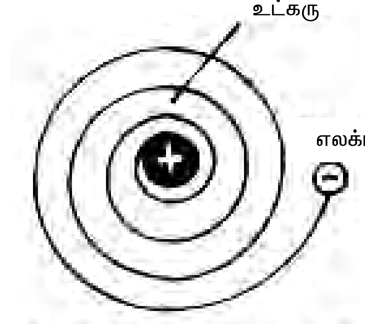
(d) ஓர் அணுவில் உள்ள எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை, அதில் உள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கைக்குச் சமம். எனவே, உட்கருவின் மொத்த நேர்மின்னூடத்தை சரியாகச் சமன்படுத்த, அணுவில் உள்ள ஒட்டுமொத்த எதிர்மின்னூட்டம் உள்ளதால் அணுவை நடுநிலைமைத் தன்மைக்கு உட்படுத்துகிறது. ஓர் அணுவில் காணும் புரோட்டடான்களின் எண்ணிக்கையே அவ்வணுவின் அணு எண்ணாகும்.(Z)

(e) எலக்ட்ரான்கள் மற்றும் உட்கரு ஒன்றுடன் ஒன்று மின் இயக்குவிசையால் கவரப்பட்டு ஒருங்கே உள்ளன.

3.2 ரூதர்போர்டு அணு மாதிரியின் குறைபாடுகள்

ரூதர்போர்டு அணுமாதிரியின்படி, ஓர் அணு என்பது நேர்மின்னூட்டமுடைய உட்கருவும், அதனைச் சுற்றி அமையும் வட்ட பாதைகளில் சுற்றிவரும்

எலக்ட்ரான்களயையும் கொண்டதாகும். ஆனால் ஜே.சி. மேக்ஸ்வெல் என்பாரின் கருத்தின்படி, எப்பொழுதெல்லாம் எலக்ட்ரான் அதிவேகத்திற்கு உட்படுத்தப்படுகிறதோ, அப்போது அவை கதிரியக்கத்தை வெளித்தள்ளி, ஆற்றலை இழக்கும். இதன் விளைவாக, வளையப்பாதை சிறிது சிறிதாக சுருங்கும், (படம் 3.1) மேலும், இறுதியில் சுருள் வடிவ பாதையில் சென்று உட்கருவில் விழ சாத்தியமாகும். அதாவது அணு அழியும். எனவே ரூதர்போர்டு மாதிரி அணுக்களின் நிலைப்பு தன்மையை விளக்க முடிவதில்லை.



படம் 3.1 ரூதர்போர்டின் தோல்வியுற்ற அணுமாதிரி

படம் 3.1 ரூதர்போர்டின் தோல்வியுற்ற அணு மாதிரி மற்றும் ரூதர்போர்டின் அணு மாதிரி எலக்ட்ரான் அமைப்பைப் பற்றி எதுவும் சொல்லவில்லை. அதாவது எவ்வாறு எலக்ட்ரான்கள் உட்கருவினைச சுற்றி அமைகின்றன, மற்றும் எலக்ட்ரான்களின் ஆற்றல்கள் அமைகின்றன என்பது போன்ற வினாக்களுக்கு விடை அளிக்க முடியவில்லை. எனவே, ஹைட்ரஜனின் அணு நிறை நிரலில் காணப்படும் குறிபிட்ட கோடுகளை விளக்குதிலும் தோல்வியைத் தழுவியது.

நீல்ஸ் போர் அணுமாதிரியின் கொள்கைகள்

மேற்சொன்ன ரூதர்போர்டு அணு மாதிரியின் குறைபாடுகளை களைவதற்காக நீல்ஸ்போர் என்பவர் 1913ஆம் ஆண்டில் குவாண்டம் கொள்கையினை சார்ந்து அணு மாதிரியை மாற்றி அமைத்தார்.

மாற்றியமைத்த அணுமாதிரியின் முக்கிய கொள்கைகள்

1. உட்கருவைச் சுற்றி அமையும், குறிப்பிட்ட வளைய பாதைகள் அதாவது குறிப்பிட்ட தெரிந்தெடுக்கப்பட்ட, ‘ஆர்பிட்’ களில் மட்டுமே எலக்டான்கள், உட்கருவைச் சுற்றி வருகின்றன. இவ்வளைய பாதைகள் குறிப்பிட்ட ஆற்றல்களை பெற்றுள்ளதால், இவைகள் ஆற்றல் கூடுகள் அல்லது ஆற்றல் மட்டங்கள் அல்லது குவாண்டம் மட்டங்கள் என்று அழைக்கப்படுகின்றன. இவைகள்

1,2,3,4..............etc (உட்கருவில் இருந்து ஆரம்பிக்கும்) எனவோ அல்லது K.L.M.N (படம் 3.2) எனவோ குறிப்பிடப்படுகின்றன

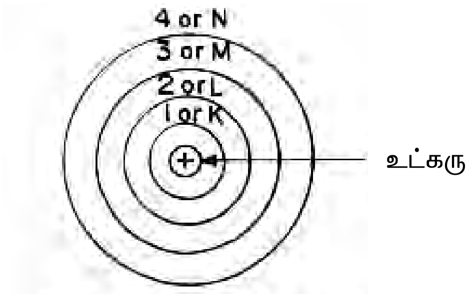
2. எலக்ட்ரான் குறிபிட்ட ஆர்பிட்டில் இருக்கும் பொழுது, ஆற்றலைப் பெறவோ அல்லது இழக்கவோ செய்யாது. ஒரு குறிப்பிட்ட பாதையில் எலக்ட்ரான் இருக்கும் பொழுது, அதன் ஆற்றல் மாறாது. எனவேதான் இவ்வகை ஆர்பிட்கள் (வட்ட பாதைகள்) நிலைகள் என அழைக்கப்படுகின்றன.

3. கோண உந்தம் $h/2\pi$ என்ற மட்ங்கில் அமையப் பெற்ற எலக்ட்ரான்களை ஏற்கும் ஆர்பிட்கள் (வளைய பாதைகள்) மட்டும் "ஏற்கப்படும் ஆர்பிட்கள்" ஆகும். இதில் 'h' என்பது பிளாங்க் மாறிலி. ஒரு வளைய ஆர்பிட்டில் சுற்றிவரும் எலக்ட்ரானின் கோண உந்தம் mvr ஆகும். இதில் 'm' என்பது எலக்ட்ரானின் நிறையையும், v என்பது கோண உந்தத்தையும், mvr என்பது $h/2\pi$ மதிப்பின் மடங்குகளாகும்.

$$mvr = nh/2\pi \text{ where n} = 1,2,3..........$$

எலக்ட்ரானின் கோண உந்தம், குவாண்டம் மதிப்புகளைக் கொண்டதாகும்.

4. ஓர் எலக்ட்ரான், ஒரு நிலையான நிறையில் இருந்து பிறிதொன்றிற்கு மாறினால், எலக்ட்ரான் குறிப்பிட்ட அதிர்வெண் உடைய கதிர்வீச்சை உறிஞ்சும் அல்லது வெளித்தள்ளும். இவ்வாறு பெறப்படும் நிறநிரல் கோடுகள் ஆரம்ப, இறுதி மட்டங்களை பொருத்து அமையும், ஓர் எலக்ட்ரான் மீண்டும் குறைந்த ஆற்றல் மட்டத்திற்கு திரும்பினால் குறிப்பிட்ட ஆற்றலை கதிர்வீச்சாக வெளிப்படுத்தும்.



படம் 3.2 நீல்ஸ் போரின் வட்டப் பாதைகள்

போர் அணு மாதிரியின் குறைபாடுகள்

i) நீல்ஸ் போரின் கொள்கையின்படி, ஓர் எலக்ட்ரான் ஒரு குறிப்பிட்ட ஆற்றல் மட்டத்தில் இருந்து மற்றொரு ஆற்றல் மட்டத்திற்குத் தாவுகின்ற பொழுது, கதிர்வீச்சு ஏற்படுகிறது. ஆனால் எவ்வாறு இக்கதிர்வீச்சு நிகழ்கிறது என்பதனை போர் கொள்கையில் விளக்க முடியவில்லை.

ii) நீல்ஸ் போர் கொள்கை, H-நிற நிரலில் காணும் அநேக கோடுகளை விளக்குகின்றது. குறிப்பிட்ட கோடுத் தொடர்களை மட்டும் விளக்குகின்றன. ஆனால் , அந்த காலகட்டத்தில் இதனை மட்டுமே உணர முடிந்தது. காலப் போக்கில், முன்னேறிய சாதனங்கள், மற்றும் அறிவியல் முறைகள் வளர்ச்சியடையும் பொழுது, முன்னர் அறிந்த கோடு என்பது ஒன்றுடன் ஒன்று நெருங்கி அமைந்த பல நுண்ணிய கோடுகளை உள்ளடக்கியது என்பது அறியப்பட்டது (நுண்ணிய நிரல்). எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு $H\alpha-$ நிற நிரல் கோடு பால்மர் தொடர் (Balmer) அநேக நெருங்கிய கோடுகள் சேர்ந்த அமைப்பாகும்.

iii) அநேக கோடுகள் இருப்பது, பல ஆற்றல் மட்டங்கள் இருப்பதை புலப்படுத்துகின்றன. ஒவ்வொரு குவாண்டம் எண் 'n'லும், இவை ஒன்றுடன் ஒன்று நெருங்கி அமைகின்றன. எனவே இவைகளின், கண்டுபிடிப்புகளால், புதிய குவாண்டம் எண்கள் தேவைப்படுகின்றன.

iv) போரின் கொள்கை, ஹைட்ரஜன் அணு மற்றும் ஹைட்ரஜனை போன்று அமையும் அயனிகளின் (எ.கா. He^{+}, Li^{2+}, Be^{3+}) நிற நிரலை வெற்றிகரமாக விளக்கினாலும், அதிக எண்ணிக்கையைப் பெற்றுள்ள எலக்ட்ரான்களை உடைய அணுக்களின் நிறநிரல் தொடர்களை விளக்க முடியவில்லை.

v) $h/2\pi$ என்ற மடங்கில் அமையும் mvr கோண உந்நத்தைப் பெறும் எலக்ட்ரான் மட்டுமே, குறிப்பிட்ட வளையப் பாதையில் சுற்றும் என்ற கருத்திற்கு, திருப்தி அளிக்கும் உறுதிப்பாடு எதுவும் கிடையாது. அதாவது, கோண உந்தத்தின் குவாண்டம் இயல் கொள்கையின் பயன்பாடுகளைப் பற்றி எந்த ஒரு விளக்கமும் கிடையாது. இது ஒரு உத்தேச விளக்கமாகும்.

vi) ஓர் அணுவில் காணும் எலக்ட்ரான், உட்கருவில் இருந்து குறிப்பிட்ட தூரத்திலும், குறிப்பிட்ட வேகத்துடனும் சுற்றும் என நீல்ஸ் போர் கருதினார். அதாவது எலக்ட்ரான் ஒரு குறிப்பிட்ட உந்தத்தை பெற்றுள்ளது என்று பொருளாகும். ஆனால் இக்கொள்கை, ஹெய்சன்பெர்க் நிலையில்லா கோட்பாட்டிற்கு எதிராக அமைகிறது. இக்கொள்கையின்படி ஒரு துகளின், இருப்பிடம் மற்றும் உந்தத்தை ஒருசேர அறிய முடியாது.

vii) சீமன் விளைவு (Zeeman effect) பற்றி எந்த விளக்கமும் தரப்படவில்லை, ஒரு பொருள் காந்த புலத்தில் வைக்கப்பட்டால், உமிழ் நிற நிரல் கோடு பல நெருங்கி அமைந்த கோடுகளாக பிளவுபடும். இதுவே சீமன் விளைவாகும். இந்த விளைவினைப் பற்றி போரின் கொள்கை எந்த விளக்கத்தையும் தர இயலவில்லை.

viii) ஸ்டார்க் விளைவினைப் பற்றி எந்த விளக்கமும் இல்லை. உமிழ் நிற நிரலைத்

தரும் பொருள், வெளி மின்காந்த புலனுக்கு உட்படுத்தப்பட்டால், மேலும் அநேக நெருங்கி அமையும் கோடுகளாக பிளவுபடும், இதுவே ஸ்டார்க் விளைவாகும். போரின் கொள்கை, இவ்விளைவினை விளக்க முடியவில்லை.

3.3 எலக்ட்ரான் அமைப்பு மற்றும் குவாண்டம் எண்களும்

குவாண்டம் எண்கள்

ஓர் அணுவில் காணும் எலக்ட்ரானை குறிப்பிட தேவைப்படும் குறிப்புகளே குவாண்டம் எண்களாகும். ஓர் அணுவில் பல எண்ணிக்கை உடைய எலக்ட்ரான் ஆர்பிட்டால்கள் அனுமதிக்கப்படும். ஓர் ஆர்பிட்டாலின் அளவு சிறியதாயின், எலக்ட்ரான், உட்கருவின் சமீபத்தில் அமைய வாய்ப்புண்டு. இவ்வகை ஆர்பிட்டால்கள் குறிப்பிட்ட எண் தொகுதிகளாக 'குவாண்டம் எண்களாக' குறிப்பிடப்படுகின்றன. ஆற்றல், அளவு, வடிவம், மற்றும் எலக்ட்ரான் திசை நோக்கும் பண்பு ஆகியவைகளை குறிப்பதற்கு மூன்று குவாண்டம் எண்கள் தேவைப்படுகின்றன. இவைகள் கீழ்க்கண்டவாறு விளக்கப்படுகின்றன.

1. முதன்மைக் குவாண்டம் எண் (n)

அணுவினுள், எலக்ட்ரான்கள் மாறுபட்ட ஆற்றல் மட்டங்களில் அல்லது எலக்ட்ரான் கூடுகளில் (அ) ஆர்பிட்ஸ்களில் அமைக்கப்பட்டுள்ளன. ஒவ்வொரு கூடும் குறிப்பிட்ட குவாண்டம் எண், அதாவது முதன்மைக் குவாண்டம் எண் என்று அழைக்கப்படுகிறது. இதுவே 'n' என்ற குறியீட்டால் குறிப்பிடப்படுகிறது. 'n'க்கு 1,2,3,4 போன்ற பல மதிப்புகள் உண்டு. முதல் மட்டம் 'K' என்றும் இரண்டாம் மட்டம் 'L' என்றும், மூன்றாவது மட்டம் 'M' என்றும், நான்காவது மட்டம் 'N' என்றும் முறையே குறிக்கப்படுகின்றன. உட்கருவிற்கு மிகச் சமீபமாக அமைவது K ஆற்றல் மட்டமாகும். இரண்டாவதாக 'L'ம் மூன்றாவதாக 'M'ம் அமைகின்றன.

2. கோண உந்தம் [அல்லது] துணை குவாண்டம் எண் (l)

சாமர்பீல்டு கருத்தின்படி, எலக்ட்ரான் ஒரு குறிப்பிட்ட ஆற்றல் மட்டத்தில் இருக்கும் பொழுது, வட்டப்பாதை அல்லது கணக்கற்ற நீள்வட்டப் பாதைகளை, உட்கருவைச் சுற்றி பெற்றிருக்கும். இந்த ஆர்பிட்டால்களின் வடிவங்கள் சற்றே மாறுபட்டிருக்கும், இதனால், உட்கரு எலக்ட்ரான் மேல் ஏற்படுத்தும் கவர்ச்சியைப் பொறுத்து சிறு ஆற்றல் வித்தியாசங்களைக் கொண்டிருக்கும். இக்கொள்கையின் விளைவாக, அணுவில், ஒவ்வொரு முக்கிய குவாண்டம் எண்ணிற்கும் துணை ஆற்றல் மட்டங்கள் உள்ளது தெளிவாகின்றது. இதுவே 'l' என்ற எழுத்தால் குறிப்பிடப்படுகிறது. 'l' துணை ஆற்றல் மட்டங்களில் மதிப்புகள் '0'ல் இருந்து $(n-1)$ மதிப்புகளைப் பெற்றிருக்கும்.

எனவே,

$n = 1$ எனில், $l = 0$ எனவே ஒரு மதிப்பு மட்டுமே உண்டு (ஒரு மட்டம்). 's' மட்டம்.

$n = 2$ எனில், $l = 0$ மற்றும் 1 ஆகும். (இரு மதிப்புகள் அல்லது இரு துணை மட்டங்கள்) 's' மற்றும் 'p' மட்டங்கள்.

$n = 3$ எனில் $l = 0,1$ மற்றும் 2 ஆகும். (மூன்று மதிப்புகள் அல்லது 3 துணை மட்டங்கள்) s, p மற்றும் d மட்டங்கள்.

$n = 4$ எனில், $l = 0, 1,2$ மற்றும் 3 ஆகும். (4 மதிப்புகள் அல்லது 4 துணை மட்டங்கள்) s,p,d மற்றும் f மட்டங்கள்

3. காந்தக் குவாண்டம் எண் $[m]$

வன்மிகு காந்த புலனில், ஒரு துணை ஆற்றல் மட்டம், முப்பரிமாணத்தில் மாறுபட்ட திசை நோக்குகளாக பிரிகின்றன. இவ்வாறு பெறப்படும் சிறிய துணை ஆற்றல் மட்டங்கள் ஆற்றலில் சிறிய வேறுபாடுகளை பெற்றுள்ளன. ஓர் அணு, காந்தப் புலனில் வைக்கப்படும் பொழுது தோன்றும் அணு நிற நிரலில் மேலும் பல கோடுகள் உண்டாகின்றன. ஒவ்வொரு ஆர்பிட்டாலும் 'm' என்ற காந்தவியல் குவாண்டம் எண்ணால் குறிப்பிடப்படுகிறது. இதன் மதிப்புகள் 'l' மதிப்பினைப் பொறுத்து அமையும். இம்மதிப்புகள் '$-l$'ல் இருந்து பூஜ்யத்தின் வழியாக '$+l$' வரை பெற்றிருக்கும்.

எனவே இவைகளின் மதிப்புகள் $(2l + 1)$ ஆகும்.

எனவே, $l = 0$, எனில் $m = 0$ (ஒரே மதிப்பு (அ) ஓர் ஆர்பிட்டால்)

$l = 1$, எனில் $m = -1, 0, +1$ (3 மதிப்புகள் அல்லது மூன்று ஆர்பிட்டால்கள்)

$l = 2$, எனில் $m = -2, -1, 0, +1, +2$ (5 மதிப்புகள் அல்லது 5 ஆர்பிட்டால்கள்)

$l = 3$, எனில் $m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ (7 மதிப்புகள், 7 ஆர்பிட்டால்கள்)

அணு ஆர்பிட்டால்களை குறிப்பிடும் இம்முறை, ஆர்பிட்டாலில் காணும் எலக்ட்ரானையும் குறிப்பதாகும். எனினும் எலக்ட்ரானை முழுமையாகக் குறிக்க, மேலும் ஒரு குவாண்டம் எண், தற்சுழற்சி குவாண்டம் எண் (s) தேவைப்படுகிறது.

4. தற்சுழற்சி குவாண்டம் எண் (s)

ஓர் அணுவில் காணும் எலக்ட்ரான், உட்கருவைச் சுற்றுவதோடு மட்டுமல்லாமல், தன் அச்சினைச் சுற்றி சுழலும் தன்மையும் உடையன. இச்சுழற்சி இருவிதங்களில் நடைபெறுகின்றன. (கடிகாரம் திசை, மற்றும் கடிகார எதிர் திசை). எனவே சுழற்சி குவாண்டம் எண்களின் இரு மதிப்புகள் $+1/2$ (அ) $-1/2$ ஆகும். பூஜ்யம் உள்ளடக்கிய ஒவ்வொரு 'm' மதிப்புகளுக்கும் 's'க்கு இருமதிப்புகள் உண்டு.

தொகுத்துக் கூறின் நான்கு குவாண்டம் எண்களும் கீழ்க்காணும் தவகல்களை நமக்கு தருகின்றன.

1. 'n' கூட்டினை அறிய உதவும், இது, ஆர்பிட்டாலின் அளவு மற்றும், ஆர்பிட்டாலின் ஆற்றலின் அளவினையும் கணக்கிடுகிறது.
2. 'n' கூட்டிற்கு, 'n' துணை கூடுகள் உண்டு. 'l' துணைக் கூட்டினை கண்டறிந்து அதன் வடிவத்தையும் கண்டறிகிறது, ஒவ்வொரு துணைக்கூட்டின் மாதிரிக்கும், $(2l + 1)$ ஆர்பிட்டால்கள் உண்டு. ஒரு `$s$' ஆர்பிட்டால் ( $l = 0$ ), மூன்று '$p$' ஆர்பிட்டால்கள் ( $l = 1$) மற்றும் ஒவ்வொரு துணை ஆர்பிட்டாலுக்கும் ஐந்து $d$ ஆர்பிட்டால்கள் ( $l = 2$) பல எலக்ட்ரான் அணுக்களில் ஆர்பிட்டாலின் ஆற்றலை அறியவும் `l' உதவுகிறது.
3. $m_{1,}$ ஆர்பிட்டாலின் திசைநோக்கும் பண்பினை விளக்குகிறது. குறிப்பிட்ட மதிப்பிற்கு,$m_{1,}$ ($2l + 1$) மதிப்புகளைப் பெற்றுள்ளது. இதுவே ஒவ்வொரு துணை கூடுகளில் காணும் ஆர்பிட்டால்களின் எண்ணிக்கைகுச் சமம். எனவே, ஆர்பிட்டால்களின் எண்ணிக்கை, எத்துணை திசைநோக்க பண்புகளுக்கு சமம் என உறுதி செய்கின்றன.
4. M_s எலக்ட்ரானின் சுழற்சி திசை நோக்கினைக் குறிக்கிறது.

எடுத்துக்காட்டு – 1

முதன்மைக் குவாண்டம் எண் $n = 3$ தொடர்புடைய, மொத்த ஆர்பிட்டால்களின் எண்ணிக்கை என்ன?

தீர்வு

$n = 3$ எனில் 'l'ன் மதிப்புகள் $0, 1$ மற்றும் 2 ஆகும். எனவே, ஒரு $3s$ ஆர்பிட்டால் ($n = 3$, $l = 0$ மற்றும் $m_l = 0$); மூன்று 'p' ஆர்பிட்டால்கள் ($n = 3$, $l = 1$ மற்றும் $m_l = -1, 0, 1$) மற்றும் ஐந்து $3d$ ஆர்பிட்டால்கள் ($n = 3$, $l = 2$, $m_l = -2, -1, 0, 1, 2$). எனவே, மொத்த ஆர்பிட்டால்களின் எண்ணிக்கை $1 + 3 + 5 = 9$.

எடுத்துக்காட்டு - 2

s, p, d, f குறியீடுகளைக் கொண்டு, கீழ்க்காணும் குவாண்டம் எண்களை பெற்றுள்ள ஆர்பிட்டால்களை விவரி.

(a) $n = 2, l = 1$ (b) $n = 4, l = 0$ (c) $n = 5, l = 3$ (d) $n = 3, l = 2$.

தீர்வு

n	l	ஆர்பிட்டால்
(a) 2	1	2p
(b) 4	0	4s
(c) 5	3	5f
(d) 3	2	3d

3.4 வடிவங்கள் அல்லது ஆர்பிட்டால்களின் எல்லை புறப்பரப்புகள்

***s*-ஆர்பிட்டால்கள்** : 's' ஆர்பிட்டாலுக்கு $l = 0$. எனவே, 'm' ஒரே மதிப்பு உண்டு; $m = 0$. அதாவது 's' ஆர்பிட்டாலில் எலக்ட்ரான்களைக் காணும் வாய்ப்பு எல்லா திசைகளிலும் குறிப்பிட்ட தூரத்தில் சமமாகும். அல்லது 's' ஆர்பிட்டால் சீர்மையான கோள வடிவுடையது.

படம் 3.4ல் 1s ஆர்பிட்டாலின் எலக்ட்ரான் மேகத்திரள் காட்டப்பட்டுள்ளது. உயர் ஆற்றலைப் பெற்றுள்ளன. `$s$' ஆர்பிட்டால்களும் இவ்வித கோள வடிவத்தையே பெற்றுள்ளன. ஆனால் இவைகள் அதிகமாக விரவி, எலக்ட்ரானை அதிகபட்சமாக காணும் வாய்ப்பு பூஜ்யமாகும். இவைகளே `நோட்கள்' (nodes) எனப்படும். 2s ஆர்பிட்டாலில், ஒரு கோள நோட் உண்டு. எனவே, ns ஆர்பிட்டாலில் காணும் நோட்களின் எண்ணிக்கை $(n - 1)$ ஆகும்.

***p*- ஆர்பிட்டால்கள்** : p-ஆர்பிட்டால்களுக்கு, $l = 1$ எனவே `$m$'க்கு மூன்று மதிப்புகள் உண்டு. $+1, 0, -1$ அதாவது `p' துணை கூட்டிற்கு, மூன்று வகையான திசை நோக்கும் பண்புகள் உண்டு. p- துணை ஆர்பிட்டாலின் மூன்று ஆர்பிட்டால்கள் p_x , p_y மற்றும் p_z முறையே x-அச்சு, y-அச்சு z-அச்சுகளின் ஊடே அமைகின்றன. ஒவ்வொரு ஆர்பிட்டாலுக்கும் இரு மடல்கள் (lobes) உண்டு. இவை இரண்டும் பூஜ்ய எதிர்பார்ப்பை ஏற்படுத்தும் புள்ளி அதாவது `நோட்' ஆகும். ஒவ்வொரு p- ஆர்பிட்டாலும், டம்பல் இருகோள (Dumb bell) வடிவம் ஆகும். மின்புலம் இல்லையேல், இம்மூன்று p-ஆர்பிட்டால்களும், சம ஆற்றல்களைப் பெற்றிருக்கும். எனவே மும்மை சம ஆற்றல் அமைப்பு (triply degenerate) என அழைக்கப்படுகிறது. ஆனால் வெளிகாந்தப் புலனில், மூன்று ஆர்பிட்டால்களின் ஆற்றல்கள் மாறுபடும். இந்த மாறுதல் ஆர்பிட்டால்களின் திசைநோக்கு அல்லது காந்த குவாண்டம் எண்ணைப் பொறுத்து அமையும். இதுவே, காந்தப் புலனில் ஒரு குறிப்பிட்ட நிற நிரல் கோடு

கணக்கற்ற நுண்ணிய கோடுகளாக பிரிவடைவதற்கு காரணமாய் அமைகிறது. (நுண்ணிய அமைப்பு).

***d*-ஆர்பிட்டால்கள்** : d ஆர்பிட்டால்களுக்கு, $l = 2, m = 0, \pm1, \pm2$ ஆகும். இவையே `d' ஆர்பிட்டால்கள் ஐந்து திசைநோக்கு பண்புகளை உடையன என்பதை குறிக்கின்றன. எனவே ஐந்து 'd' ஆர்பிட்டால்கள் உண்டு. இவைகள் முறையே d_{xy}, d_{yz}, d_{zx}, d_{z^2} மற்றும் $d_{x^2-y^2}$ ஆகும். இவ்வாறு கூறப்பட்ட ஐந்து ஆர்பிட்டால்களும் காந்தபுலன் அற்ற சூழ்நிலையில் சம ஆற்றலைப் பெறுகின்றன. எனவே ஐந்து வகை சம ஆற்றல் மட்டங்களாக (five-fold degenerate) காணப்படுகின்றன.

d_{xy}, d_{yz}, மற்றும் d_{zx} ஆர்பிட்டால்கள் கோண அச்சுக்களுக்கு இடையே, தங்களது மடல்களை சீராக விரவியுள்ளன. இதனையே இவைகளின் கீழொட்டுகள் குறிக்கின்றன. (எ.கா) d_{xy} ஆர்பிட்டாலின் மடல்கள் (lobes) x மற்றும் y அச்சுகளுக்கிடையே விரவி உள்ளன. இம்மூன்று ஆர்பிட்டால்களும் `t_{2g}' தொகுதி என அழைக்கப்படுகின்றன. d_{x2-y2} மற்றும் $d_z{}^2$ ஆர்பிட்டால்கள் eg தொகுதி எனவும் குறிப்பிடப்படுகின்றன.

3.5 பௌலியின் தவிர்ப்புத் தத்துவம்

ஆஃபா தத்துவத்தை பின்பற்றி, பல்வேறு அணு ஆர்பிட்டால்களில் எலக்ட்ரான் நிரப்புதல் செய்கின்றன. இவ்வாறு ஆர்பிட்டால்களில் எலக்ட்ரான் நிரப்புதல் பௌலியின் 'தவிர்ப்புத் தத்துவத்தை' பின்பற்றியே நிகழ்கின்றன.

குறிப்பிட்ட அணுவில், எலக்ட்ரான்களின் குவாண்டம் எண்களின் பங்கீடு பௌலியின் தவிர்ப்பு தத்துவத்தைப் பின்பற்றி அமைகின்றன.

ஓர் அணுவில் உள்ள இரு எலக்ட்ரான்கள் அனைத்து நான்கு குவாண்டம் மதிப்புகளையும் ஒரே மாதிரியாக பெற்றிருக்க முடியாது. ஒரு குறிப்பிட்ட அணுவில், இரு எலக்ட்ரான்கள் அதிகபட்சமாக மூன்று குவாண்டம் எண்களின் மதிப்பை ஒரே அளவாகப் பெற்றிருக்கலாம். (n, l, m) ஆனால் நான்காம் குவாண்டம் எண்ணின் மதிப்பு (s) மாறுபடும்.

எனவே, $s = +1/2$ என ஒரு எலக்ட்ரான் பெற்றிருந்தால், பிறிதொரு எலக்ட்ரானின் 's' மதிப்பு $-1/2$ என அமையும். பிறிதொரு முறையில் சொல்ல வேண்டுமெனில், ஒரே ஆர்பிட்டாலில் எலக்ட்ரான்கள் எதிர் சுழற்சிகளைப் பெற்றிருக்கும். $(\uparrow\downarrow)$

இத்தத்துவத்தின் பயன்கள்

இத்தத்துவத்தின் மிகப் பெரிய பயன், குறிப்பிட்ட முக்கிய ஆற்றல் மட்டத்தில் அதிகபட்ச எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையைக் கண்டறியலாம். இதே கருத்தினை, K மற்றும் L கூடுகளை எடுத்துக்காட்டுகளாகக் கொண்டும் விளக்கலாம்.

a) **K-**கூடு : இக்கூட்டிற்கு $n = 1$. $n = 1$ எனில் $1 = 0, m = 0$. எனவே 's'ன் மதிப்பு +1/2 (அ) –1/2 (ஆக) இருக்கலாம். பௌலியின் ஒதுக்குதல் தத்துவத்தை ஒட்டி, n, l, m மற்றும் s-ன் மாறுபட்ட மதிப்புகள் கீழ்க்காணும் நான்கு குவாண்டம் எண்களின் இரு சேர்க்கைகளாகக் கருதலாம்.

சேர்க்கை (i) ஒரு எலக்ட்ரானுக்கும்,

சேர்க்கை (ii) மற்றொரு எலக்ட்ரானுக்கும் உரியதாகும்.

(i) $n = 1, l = 0, m = 0$ $s = +1/2$ (1ஆம் எலக்ட்ரான்)

(ii) $n = 1, l = 0, m = 0$ $s = -1/2$ (2ஆம் எலக்ட்ரான் $l = 0$ என்ற துணை கூட்டில் உள்ள இரு எலக்ட்ரான்கள். அதாவது 1s ஆர்பிட்டால்)

இவ்விரு சேர்கைகளும் K கூட்டில், $l = 0$ எனில், ஒரே துணைக் கூடு உள்ளதைக் காட்டுகிறது. (s - துணைக்கூடு)

$l = 0$ மதிப்பு எனில் மாறுபட்ட சுழற்சியுடைய இரு எலக்ட்ரான்கள் உள்ளதைக் குறிக்கிறது.

b) **L -** கூடு : இந்த கூட்டிற்கு $n = 2$ ஆகும். $n = 2$ எனில், l, m மற்றும் s.

நான்கு குவாண்டம் எண்களின் மாறுபட்ட எட்டுவித சேர்க்கைகளைக் குறிக்கின்றன

(i) $n = 2, l = 0, m = 0, s = +1/2$

(ii) $n = 2, l = 0, m = 0, s = -1/2$

(iii) $n = 2, l = 1, m = 0, s = +1/2$

(iv) $n = 2, l = 1, m = 0, s = -1/2$

(v) $n = 2, l = 1, m = +1, s = +1/2$

(vi) $n = 2, l = 1, m = +1, s = -1/2$

(vii) $n = 2, l = 1, m = -1, s = +1/2$

(viii) $n = 2, l = 1, m = -1, s = -1/2$

மேற்காட்டிய, எட்டு சேர்க்கைகள், L கூடு இரு துணைக் கூடுகளாக பிரிபடுவதைக் காட்டுகிறது.

$l = 0$ (s துணைக்கூடு) மற்றும் $l = 1$ (p துணைக்கூடு) மற்றும் இந்த கூடு 8 எலக்ட்ரான்களுக்கு மேல் இருத்தல் இயலாது. அதாவது, இதன் உச்ச எலக்ட்ரான் மதிப்பு எட்டாகும்.

3.6 ஹூண்ட் விதி

இவ்விதியின்படி p, d அல்லது f ஆர்பிட்டால்களை நிரப்பும் பொழுது, இணை சேர்வதற்கு முன்னர், எத்தனை இணை சேரா எலக்ட்ரான்கள் இருக்க வேண்டுமோ, அத்தனை எலக்ட்ரான்கள் ஆர்பிட்டாலில் காணுதல் வேண்டும். எலக்ட்ரான் இணைசேர்தல், ஆற்றலைப் பெற்று அமையும் செயலாகும். எனவே, தரப்பட்டுள்ள துணை மட்டத்தில் எல்லா ஆர்பிட்டால்களிலும் பாதி நிரவல் நிரம்பும்வரை எலக்ட்ரான் இணை நடக்காது. இதுவே ஹூண்ட் விதி ஆகும். எலக்ட்ரான்கள் குறிப்பிட்ட $(n + 1)$ மதிப்புகளை உடைய துணைக் கூட்டில் நுழையும் பொழுது, இருக்கும் ஆர்பிட்டால்கள் ஒற்றை நிரவுதலையே பெற்றிருக்கும் (அட்டவணை 3.1)

அட்டவணை **3.1** : எலக்ட்ரான் அமைப்புகளை குறிப்பிடுதல்

அணு எண்	தனிமம்	**1s**	**2s**	**$2p_x$**	**$2p_y$**	**$2p_z$**	இணைசேராத எலக்ட்ரான்–களின் எண்ணிக்கை
1	H	↑					1
2	He	↑↓					0
3	Li	↑↓	↑				1
4	Be	↑↓	↑↓				0
5	B	↑↓	↑↓	↑			1
6	C	↑↓	↑↓	↑	↑		2
7	N	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	3
8	O	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	2
9	F	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	1
10	Ne	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	0

எனவே, மூன்று எலக்ட்ரான்கள் p- மட்டத்தில் நிரப்பும் பொழுது, ஒவ்வொரு எலக்ட்ரானும் முறையே, ஒவ்வொரு (p_x, p_y, p_z) ஆர்பிட்டால்களில் சேரும், நான்காம் எலக்ட்ரான் ஆர்பிட்டாலில் சேர்ந்து மாறுபட்ட சுழற்றி உடைய இரு எலக்ட்ரான் இணையாகச் சேருகிறது. இதுவே இணையாதல் என அழைக்கப்படுகிறது. பிணைப்புகள் உருவாக, இணை சேராத எலக்ட்ரான்கள் முக்கிய பங்கினை வகிக்கின்றன.

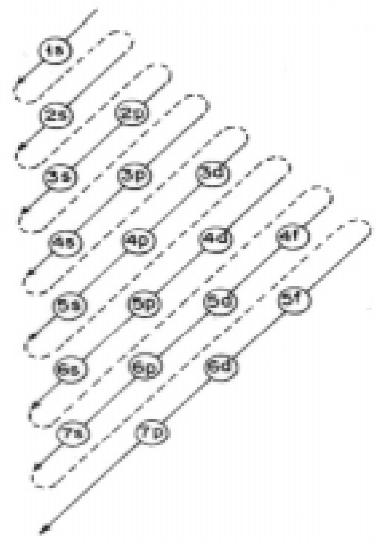
3.7 ஆஃபா தத்துவம் (Aufbau Principle)

ஜெர்மன் மொழியில் 'aufbau' எனில் 'கட்டமைப்புச் சேர்' என பொருள்படுவதாகும். 'ஆர்பிட்டால் கட்டமைப்புச் சேர்' எனில் ஆர்பிட்டால்களில் எலக்ட்ரான்கள் நிரவும்

முறை எனப்படும். இக்கொள்கை கீழ்க்கண்டவாறு கூறப்படுகிறது. தாழ்நிலையில் இருக்கும் அணுக்களில், எலக்ட்ரான்கள் ஆர்பிட்டால்களின் ஆற்றலைப் பொறுத்து ஏறுமுக வரிசையில் நிரப்பும். அதாவது எலக்ட்ரான்கள் முதலில் ஆற்றல் மிகக் குறைந்த ஆர்பிட்டால்களில் நிரப்பிய பின்னர், அதற்கு அடுத்த அதிக ஆற்றலை உடைய ஆர்பிட்டால்களுக்குச் செல்லும். ஆர்பிட்டால்கள் ஆற்றல் ஏறு வரிசையும், அந்த ஆர்பிட்டால்களில் எலக்ட்ரான்கள் நிரப்புதல் ஏறுமுக வரிசையும் கீழ்க்கண்டவாறு அமையும்.

$1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s$ ....

இந்த வரிசை படம் 3.5ல் காட்டியபடி நினைவு கூரப்படுகிறது. உயரே இருந்து ஆரம்பிக்கும் பொழுது, அம்புக்குறியின் திசை, ஆர்பிட்டால்களில் எலக்ட்ரான்கள் நிரவும் தன்மையை விளக்குகிறது. மாறாக, ஆர்பிட்டால்களின் ஆற்றல் அதிகரிப்பு $(n + 1)$ விதியின்படி விளக்கப்படுகிறது. $(n + 1)$ன் மதிப்பு ஒரு ஆர்பிட்டாலுக்கு குறையும் பொழுது, அதன் ஆற்றலும் குறைகிறது. இரு ஆர்பிட்டால்கள் சம $(n + 1)$ மதிப்பைப் பெறின், எந்த ஆர்பிட்டால் குறைந்த 'n' மதிப்பைப் பெற்றுள்ளதோ, அந்த ஆர்பிட்டாலே குறைந்த ஆற்றலைப் பெற்றிருக்கும்.

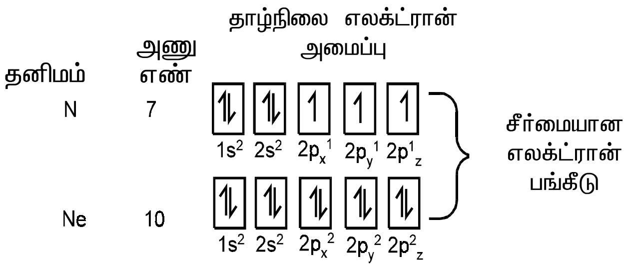


படம் 3.3 ஆர்பிட்டால்களை நிரப்பும் தன்மை

அதிக எலக்ட்ரான்களைப் பெற்றிருக்கும் அணுவில் உள்ள ஒரு குறிப்பிட்ட கூட்டின், பல்வேறு துணைக் கூடுகள் மாறுபட்ட ஆற்றலைப் பெற்றிருக்கும்.

3.8 ஆர்பிட்டால்களின் நிலைப்புத் தன்மை

ஹூண்ட் விதியின்படி, சரிபாதி அளவு நிரம்பிய ஆர்பிட்டால்கள் அல்லது முழுமையாக நிரம்பிய ஆர்பிட்டால்கள், ஓரளவே நிரம்பிய ஆர்பிட்டால்களை விட அதிக நிலைப்புத் தன்மை பெற்றவை. எனவே, நிலைப்புத் தன்மை பெற்ற இவ்வகை ஆர்பிட்டால்களில், எலக்ட்ரானை வெளியேற்ற அதிக ஆற்றல் தேவைப்படும். எனவே இத்தகைய அணுக்கள், தனிம வரிசை அட்டவணையில் பெற்றிருக்கும் இடத்தைப் பொறுத்து, எதிர்பார்க்கும் அயனியாக்கல் ஆற்றல் அல்லது அயனிஎன்தால்பியைக் காட்டிலும் அதிக மதிப்பைப் பெற்றிருக்கும். இவ்வாறு சரி பாதி அளவு நிரம்பிய ஆர்பிட்டால்கள் அல்லது முழுமையாக நிரம்பிய ஆர்பிட்டால்களின் அதிக நிலைப்புத் தன்மையை சீர்மை மற்றும் ஆற்றல் பரிமாற்றம் மூலம் விளக்கலாம். சரி பாதி அளவு நிரம்பிய ஆர்பிட்டால்கள் அல்லது முழுமையாக நிரம்பிய ஆர்பிட்டால்களின் எல்கட்ரான் அமைப்புகளில் எலக்ட்ரான்களின் பங்கீடு சீர்மைத் தன்மையுடையவை. இந்த சீர்மையே இவைகளின் நிலைப்புத் தன்மைக்கு காரணம் ஆகின்றன. இதற்கும் மேலாக, இவ்வகை சீர்மை அமைப்பில் எலக்ட்ரான் தங்களின் இடங்களை எளிதில் அதிக அளவு பரிமாற்றம் செய்ய இயலும். இவ்வகை பரிமாற்றம், நிலைப்புத் தன்மையைத் தருகிறது. எடுத்துக்காட்டாக நைட்ரஜனின் சரிபாதி நிரம்பிய $2p$ ஆர்பிட்டால் மற்றும் முழுமையாக நிரம்பிய ஆர்பிட்டால்களை உடைய நியான் சான்றுகளாக உள்ளன.



அமைப்பு, முழுமையாக நிரம்பிய அல்லது சரிபாதி நிரம்பிய ஆர்பிட்டால்கள் உள்ளதால் அதிக நிலைப்புத் தன்மை உள்ளன. மேலும், குரோமியம் மற்றும் காப்பர் தனிமங்களின் $3d$ ஆர்பிட்டால்களில் எதிர்பார்க்கும் எலக்ட்ரான் அமைப்புகள் முறையே நான்கு மற்றும் ஒன்பது எலக்ட்ரான்களுக்குப் பதிலாக, ஐந்து மற்றும் பத்து எலக்ட்ரான்கள் உடையன. எனவே, அதிக நிலைப்புத் தன்மையைப் பெற $4s$ ஆர்பிட்டாலில் உள்ள $4s$ எலக்ட்ரான் $3d$ ஆர்பிட்டாலுக்கு மாற்றம் செய்வதால் சரி பாதி அல்லது முழுமையாக நிரம்பிய $3d$ ஆர்பிட்டால்கள் முறையே குரோமியம் மற்றும் காப்பர் அணுக்களில் காணப்படுகிறது.

குரோமியம்

எதிர்பார்க்கும் எலக்ட்ரான் அமைப்பு : $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $3d^4$, $4s^2$

காணப்படும் எலக்ட்ரான் அமைப்பு : $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $\underbrace{3d^5, 4s^1}$

எலக்ட்ரான் பரிமாற்றம்

காப்பர்

எதிர்பார்க்கும் எலக்ட்ரான் அமைப்பு : $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $3d^9$, $4s^2$

காணப்படும் எலக்ட்ரான் அமைப்பு : $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $\underbrace{3d^{10}, 4s^1}$

எலக்ட்ரான் பரிமாற்றம்

வினாக்கள்

A. சரியான விடையைத் தெரிந்தெடு

1. அணு நிறை, நிச்சயமாக முழு எண்ணாக இருத்தல் இயலாது ஏனெனில்,
   a) இது, எலக்ட்ரான்கள், புரோட்டான்கள் மற்றும் நியூட்ரான்களைக் கொண்டுள்ளது.
   b) இது புற வேற்றுமை இயைபுகளைக் கொண்டுள்ளது.
   c) அணுக்கள் பிளவுபடி முடியாதென்பதை ஏற்க முடியாது.
   d) ஐசோடோப்புகளைக் கொண்டுள்ளது.
2. ஓர் அணுவில் உள்ள எந்த இரு எலக்ட்ரான்களும் ஒரே மதிப்பை உடைய நான்கு குவாண்டம் எண்களைக் கொண்டிராது.
   a) பௌலியின் தவிர்ப்புத் தத்துவம்
   b) நிலையில்லாக் கோட்பாடு
   c) ஹூண்ட் விதி
   d) ஆஃபா தத்துவம்
3. $3d$ ஆர்பிட்டால் நிறைவுறும் பொழுது, புது எலக்ட்ரான் நுழைவது
   a) $4p$ ஆர்பிட்டால் b) f ஆர்பிட்டால்
   c) $4s$ ஆர்பிட்டால் d) $4d$ ஆர்பிட்டால்
4. நைட்ரஜன் அணுவின் 3 ஒற்றை எலக்ரான்களின் இருப்பு அவசியத்தன்மையை விளக்கப்படுகிறது.
   a) பௌலியின் தவிர்த்தல் தத்துவம் b) ஆஃபா தத்துவம்
   c) நிலையில்லாக் கோட்பாடு d) ஹூண்ட் விதி

5. p துணைக் கூட்டில் காணும் ஆர்பிட்டால்களின் எண்ணிக்கை

a) 1 b) 2 c) 3 d) 6

6. அணுவின் உட்கருவில் உள்ளன

a) எலக்ட்ரான்களும் புரோட்டான்களும்

b) நியூட்ரான்களும் புரோட்டான்களும்

c) எலக்ட்ரான்கள், புரோட்டான்கள் மற்றும் நியூட்ரான்கள்

d) நியூட்ரான்களும், எலக்ட்ரான்களும்

7. பின்வருவனவற்றுள் எது மிகவும் லேசானது?

a) ஹைட்ரஜன் அணு b) ஒரு எலக்ட்ரான்

c) ஒரு நியூட்ரான் d) ஒரு புரோட்டான்

8. கீழ்காணுபவைகளில் எந்த உட்கருவில் நியூட்ரான்கள் கிடையாது?

a) ட்யூட்ரியம் b) டிரிட்டியம் c) ஹீலியம் d) புரோட்டியம்

9. கோண உந்த குவாண்டம் எண் மதிப்பு 3 எனப்படும் போது, காந்த குவாண்டம் எண்ணின் மதிப்புகள்

a) +1, -1 b) +1, 0, 1

c) +2, +1, 0, –1, –2 d) +3, +2, +1, 0, –1, –2, –3

10. $2p$ ஆர்பிட்டால்களின் மதிப்பு

a) $n = 1, l = 2$ b) $n = 1, l = 0$

c) $n = 2, l = 0$ d) $n = 2, l = 1$

11. ஒரு தனிமத்தின் அணு எண் 17. அதன் நிறை எண் 37. இந்த நடுநிலை அணுவில் காணும் புரோட்டான்கள் எலக்ட்ரான்கள் மற்றும் நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை

a) 17,37,20 b) 20,17,37 c) 17,17,20 d) 17,20,17

12. n^{th} மட்டத்தில் உச்ச எண்ணிக்கையாக உள்ள எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை

a) n^2 b) $n + 1$ c) $n – 1$ d) $2n^2$

13. காந்த குவாண்டம் எண் தீர்மானிப்பது

a) உட்கருவிலிருந்து ஆர்பிட்டால் தூரம்

b) ஆர்பிட்டாலின் வடிவம்

c) முப்பரிமாணத்தில் ஆர்பிட்டாலின் திசைநோக்கு

d) எலக்ட்ரானின் தற்சுழற்சி

B. கோடிட்ட இடங்களை நிரப்புக.

1. மின்னாற்றலை செலுத்தி மின்பகுளியைச் சிதைப்பது .... என்று பெயர்.

2. எதிர்மின் கதிர் மெல்லிய உலோக தட்டின்மேல் விழ வைக்கிறபோது, அது வெப்பப்படுவது ....

3. எதிர்மின் வாய் கதிர் பிரிகை குழாயில் தருவது ....

4. காந்த புலத்தால் பாதிக்கப்படாத கதிர்கள் .... எனப்படும்.

5. நியூட்ரான்கள் .... என்பவரால் கண்டறியப்பட்டது.

C. ஒன்று அல்லது இரு வாக்கியங்களில் எழுதுக.

1. எலக்ட்ரான், புரோட்டான் மற்றும் நியூட்ரான்கள் மீதுள்ள மின்னூட்டம் என்ன?
2. அணு எண் என்றால் என்ன?
3. ஓர் ஆர்பிட்டால் அதிகபட்சம் எத்தனை எலக்ட்ரான்கள் இருக்க இயலும்?
4. இரண்டாவது சுற்று வளைய பாதையில் காணும் ஆர்பிட்டால்களின் எண்ணிக்கை என்ன? அவை எவ்வாறு குறிப்பிடப்படுகின்றன?
5. s மற்றும் p ஆர்பிட்டாலின் வடிவத்தை வரைந்து அவற்றின் கோண பங்கீட்டு எலக்ட்ரான்களை குறிப்பிடு.
6. ஓர் எலக்ட்ரானின் மின்னூட்டம் மற்றும் நிறை என்ன?
7. ஆர்பிட்டால் என்றால் என்ன?
8. கீழ்க்காணும் ஆர்பிட்டாலின் எலக்ட்ரான் நிரவுதலின் வரிசைப்படியை தருக $3s$, $3d$, $4p$, $3d$ மற்றும் $6s$
9. முதன்மை குவாண்டம் எண் என்றால் என்ன?
10. $^{18}O_8$ இதில் எத்தனை புரோட்டான்கள் மற்றும் நியூட்ரான்கள் உள்ளன?
11. அணுக்களின் உட்கருக்களில் பொதுவாக காணப்படும் துகள்கள் யாவை?
12. ஒரு தனிமத்தின் அணு நிறை 24. அதன் அணு எண் 12. எவ்வாறு இந்த அணு அமைப்பு உள்ளது?
13. ஒரு புரோட்டான் மற்றும் நியூட்ரான் கதிருக்கும் உள்ள வேறுபாட்டினை சோதனை மூலம் எவ்வாறு வேறுபடுத்திக் காட்டுவாய்?
14. போர் அணு மாதிரியின் முக்கிய குறைபாடு என்ன?
15. முழு குறியீட்டை எழுதும்
    a) அணு எண் 56 உடைய உட்கரு மற்றும் நிறை எண் 138.
    b) அணு எண் 26 உடைய உட்கரு மற்றும் நிறை எண் 55
    c) அணு எண் 4 உடைய உட்கரு மற்றும் நிறை எண் 9
16. ஓர் அணு ஆர்பிட்டாலின் $n = 3$ எனில், l இயலுமான மதிப்புகள் யாவை?
17. ஓர் அணு ஆர்பிட்டாலின் $l = 3$ எனில், அதன் இயலுமான m மதிப்புகள் யாவை?
18. குரோமியத்தின் எலக்ட்ரான் அமைப்பினைத் தருக. ($z = 24$)
19. எந்த ஆற்றல் மட்டம் p- ஆர்பிட்டாலை பெற்று இராது?
20. ஒரு தனிமத்தின் அணுவில் 19 எலக்ட்ரான்கள் உள்ளன. p- ஆர்பிட்டாலில் மொத்த எண்ணிக்கை எத்தனை?

21. ஒரு d- துணைக் கூட்டில் எத்தனை எலக்ட்ரான்கள் s+1/2 மதிப்பைப் பெற்றுள்ளன?

22. p- ஆர்பிட்டால்களின் l மற்றும் m மதிப்புகளை எழுதுக.

23. எலக்ட்ரான் ஆர்பிட்டாலின் திசைநோக்கு பண்பினை எந்த குவாண்டம் எண் நிலை நிறுத்துகிறது?

24. ஆர்பிட்டாலின் வடிவத்தை கூறு i) $n = 2$ மற்றும் $l = 0$ மற்றும் ii) n = 2 மற்றும் $l = 1$

25. நைட்ரஜனில் (z = 7) உள்ள 2p- எலக்ட்ரான்களின் எல்லா குவாண்டம் எண்களையும் தருக.

26. Mn^{2+} மற்றும் Cuவின் எலக்ட்ரான் அமைப்பைத் தருக. Cu அணு எண் 29. Mn அணு எண் 25.

27. Cr மற்றும் Cu இவற்றின் எலக்ட்ரான் அமைப்புகள் முறையே $3d^4\,4s^2$ மற்றும் $3d^9\,4s^2$ என்று குறிப்பிடாமல் முறையே $3d^5$, $4s^1$ மற்றும் $3d^{10}\,4s^1$ என்று ஏன் குறிப்பிடப்படுகிறது?

D. சுருக்கமான விடையளி.

1. ஆஃபா தத்துவத்தை விளக்கு. அணுக்களின் எலக்ட்ரான் கட்டமைப்பின் முக்கியத்துவம் என்ன?

2. s, p, d குறியீடுகளைப் பயன்படுத்தி, கீழ்காணும் குவாண்டம் எண்களை உடைய ஆர்பிட்டாலை விவரி.

   (a) $n = 1, l = 0$, (b) $n = 2, l = 0$, (c) $n = 3, l = 1$, (d) $n = 4, l = 3$

3. ஆஃபா தத்துவத்தைப் பயன்படுத்தி, கீழ்காணும் அணுக்களின் தாழ்நிலை எலக்ட்ரான் அமைப்பினை எழுதுக. போரான் ($Z = 5$), நியான் ($Z = 10$) மற்றும் அலுமினியம் (Z = 13)

4. ரூதர்போர்டின் ஆல்பா கதிர் சிதறல் சோதனை என்றால் என்ன? இவற்றின் முடிவுகள் யாவை?

5. போர் அணு கொள்கையின் கோட்பாடுகள் யாவை?

6. ஓர் அணுவில் காணும் எலக்ட்ரானை முழுமையாக குறிப்பிட பயன்படும் பல குவாண்டம் எண்களை விளக்குக.

தொகுப்புரை

- அணுவின் உட்கரு மாதிரியை மேம்படுத்தும் தாம்சன், ரூதர்போர்டு உட்கரு அணுமாதிரிகள் மற்றும் அவற்றின் குறைகள் விளக்கப்பட்டன.

- படட விளக்கத்தின் மூலம் நீல்ஸ் போர் மாதிரி மற்றும் சாமர்பீல்டு விரிவாக்கம் ஆகியவை குறிப்பிடப்பட்டுள்ளன.
- ஓர் அணுவின் எலக்ட்ரானைக் குறிப்பிட உதவும் நான்கு குவாண்டம் எண்களும் அவற்றின் முக்கியத்துவமும் விளக்கப்பட்டுள்ளன.
- ஹூண்ட் விதி, ஆஃபா தத்துவம், பௌலியின் தவிர்ப்பு தத்துவம் ஆகியவை எலக்ட்ரான்கள் எவ்வாறு ஆர்பிட்டால்களில் நிரப்பப்படுகின்றன என்பதனை தகுந்த சான்றுகளால் விளக்கப்பட்டுள்ளன.

மேற்பார்வை நூல்கள்

1. Concise Inorganic chemistry - J.D. Lee, 3rd Edn - 1977 and 5th Edn - 2002.
2. Theoretical Inorganic chemistry - M.C.Day and J.Selbin, 2nd Edn- 1985.
3. Theorical principles of Inorganic chemistry - G.S.Manker, 9th Edn - 1993.
4. Selected topics in Inorganic Chemistry - U.Malikk, G.D.Tuli and R.D.Madan, 6th Edn - 1993.

[ஆ] ஊது உலையில் வெப்பப்படுத்துதல்

இதில் வெப்பக் காற்றை வேகமாகச் செலுத்துவதால் ஆக்சிஜனேற்றம் நடைபெறுகின்றது. இம்முறை கலீனா மற்றும் காப்பர் பைரைட்டுகளுக்கு கையாளப்படுகிறது.

(இ) ஒடுக்க வறுத்தல்

இம்முறையில் ஆக்ஸிஜனேற்றம் செய்யப்பட்ட உலோகக் கனிமங்கள் அதன் உருகுநிலையை விடக் குறைந்த வெப்பநிலையில் ஒடுக்கிகளின் (எ.கா. வீரியமிக்க ஹைட்ரஜன், கார்பன் மற்றும் உலோக சல்பைடுகள் முதலியன) செயல்பாட்டிற்கு உட்படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக Cu அல்லது Pb பிரித்தெடுத்தலில் அயர்ன் சல்பைடு ஒடுக்கியாக செயல்படுகின்றது.

$$2CuFeS_2+O_2 \rightarrow Cu_2S+2FeS+SO_2$$

$$2Cu_2S+3O_2 \rightarrow 2Cu_2O+2SO_2$$

$$2FeS+3O_2 \rightarrow 2FeO+2SO_2$$

(ஈ) சல்பேட்டாக்கும் வறுத்தல்

இம்முறை வறுத்தலில் சல்பைடு அதன் ஆக்சைடாக மாற்றப்படாமல் கரையக் கூடிய சல்பேட்டாக மாற்றப்படுகின்றது. எடுத்துக் காட்டாக CuS அதன் CuSO4 ஆகவும் ZnS அதன் ZnSO4 மாற்றப்படுகின்றன. கிடைக்கும் கரையக் கூடிய உப்பு நீரில் கரைத்து தனியே எடுக்கப்படுகின்றன.

$$PbS+2O_2 \rightarrow PbSO_4 \qquad CuS+2O_2 \rightarrow CuSO_4$$

(உ) குளோரினேற்ற வறுத்தல்

இம்முறையில் உலோகம் அல்லது அதன் தாது காற்றின் முன்னிலையில் சோடியம் குளோரைடுடன் வெப்பப் படுத்தும்போது அதன் குளோரைடாக மாற்றப்பட்டு, சில்வராக, மொர்குரியால் ஒடுக்கப்படுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக,

$$Ag_2S+2NaCI \rightarrow 2AgCI+Na_2S \qquad AgCI+2Hg \rightarrow Ag.Hg+HgCI.$$

னன

4.6 எலக்ட்ரானை குவாண்டம் [83]முறையில் குறித்தல்

கீழ்காணும் குறிப்புகள் பல்வேறு குவாண்டம் எண்களின் தொடர்புகளை விளக்குகின்றன.

i) முக்கிய கூடுகள் K, L, M, N ஆகியவை பிரிபட்டு ஒன்று (ls), இரண்டு ($2s$, $2p$) மூன்று ($3s$, $3p$, $3d$) நான்கு ($4s$, $4p$, $4d$, $4f$) துணைகூடுகள்.

ii) a) $l=0$ எனில் `$m$'க்கு ஒரே மதிப்பு மட்டும் உண்டு ($m = 0$) ($s$-துணைக்கூடு) `s' துணைக்கூட்டிற்கு மேலும் துணைக்கூடுகள் கிடையாது. எல்லா முக்கிய கூடுகளிலும் `s' ஆர்பிட்டால்கள் உண்டு. எனவே K ($n = 1$) ஒரே ஒரு துணை கூட்டினை (ls) ப் பெற்றுள்ளது.

4. தனிமங்களை வகைப்படுத்துதல் - I

கற்றலின் கோட்பாடுகள்

- தனிமங்களை வகைப்படுத்துவதன் வரலாற்றை அறிதல்.
- தனிம வரிசை அட்டவணையை புரிந்து கொள்ளுதல் மற்றும் அணு எண் 100க்கு அதிகமாக உள்ள தனிமங்களை பெயரிடுதல்.
- தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பை புரிந்து கொண்டு அதன்படி அவற்றை வகைப்படுத்துதல்.
- அணு ஆரம், அயனியாக்கும் ஆற்றல், எலக்ட்ரான் நாட்டம் மற்றும் எலக்ட்ரான் கவர்திறன் போன்ற ஆவர்த்தனப் பண்புகளை ஆய்தல்.
- தனிமங்களின் ஒழுங்கற்ற ஆவர்த்தன பண்புகளை தெரிந்து அவற்றிற்கான காரணங்களை அறிதல்.

4.1 தனிமங்கள் வகைப்படுத்துதல் பற்றிய சுருக்கமான வரலாறு

தற்போது 109க்கும் மேற்பட்ட தனிமங்கள் கண்டறியப்பட்டுள்ளன. தனிம வரிசை அட்டவணையானது, வேதியியல் வரலாற்றில் முக்கியமான மைல்கல்லாக அமைந்துள்ளது. தனித்தனியாக அனைத்து தனிமங்கள் மற்றும் அவற்றின் சேர்மங்களைப் பற்றிய வேதியியல் கடினமாக அமைகிறது. ஆனால் தனிம வரிசை அட்டவணையின் மூலம் தனிமங்களின் வேதிப் பண்புகளைப் பற்றிய தகவல்களை மிகவும் எளிதாக அறிந்து கொள்ளலாம். எனவே, தனிமங்களை வெவ்வேறு தொகுதிகளாக அவற்றின் பண்புகளுக்கு ஏற்ப வகைப்படுத்தப்படுவது அவசியமாகிறது. இவ்வகைப்படுத்தலே தனிம வரிசை அட்டவணையாக உள்ளது. தனிம வரிசை அட்டவணை என்பது வெவ்வேறு தனிமங்களை அவற்றின் பண்புகளுக்கு ஏற்ப அட்டவணையாக வரிசைப்படுத்துதல் எனப்படும்.

தொடக்கத்தில் தனிமங்கள் அவற்றின் அணு நிறையின் அடிப்படையில் வகைப்படுத்தப்பட்டன. பெரும்பான்மையான வேதியியல் வல்லுனர்கள் தனிமங்களை வகைப்படுத்தி அவற்றின் பண்புகளை ஆராய்ந்தனர்.

டோபரின்னரின் மும்மை வகைப்படுத்துதல்

1829ல் டோபரின்னர் என்பவர் ஒத்த பண்புடைய மூன்று தனிமங்கள் கொண்ட தொகுதிகளாக வகைப்படுத்தினார். இத்தொகுதிகள் மும்மைகள் எனப்படும். இவ்விதிப்படி மூன்று தனிமங்கள் அவற்றின் அணுநிறையின் ஏறுவரிசையில்

வரிசைப்படுத்தப்படுகின்றன. நடுவில் உள்ள தனிமத்தின் அணு நிறையானது மற்ற இரண்டு தனிமங்களின் அணுநிறைகளின் இயற்கணித சராசரியாக இருக்கும். உதாரணமாக, லித்தியம், சோடியம் மற்றும் பொட்டாசியம் ஆகியவை ஒரு மும்மையாக உள்ளது. ஆனால், குறிப்பிட்ட சில தனிமங்களை மட்டுமே மும்மைத் தொகுதியாக எழுத இயலும்.

அட்டவணை **4.1 :** டோபரின்னரின் மும்மை

தனிமங்கள்	அணு நிறை	தனிமங்கள்	அணு நிறை	தனிமங்கள்	அணு நிறை
Li	7	Ca	40	Cl	35.5
Na	23	Sr	88	Br	80
K	39	Ba	137	I	127

நியூலண்டின் எட்டு விதி

1865ல் ஜான் நியூலண்ட் என்பவர் எட்டு விதியை அறிமுகப்படுத்தினார். இவ்விதிப்படி, தனிமங்களை அணுநிறைகளின் ஏறுவரிசையில் வரிசைப்படுத்தும்போது எட்டாவது தனிமமானது முதலாவது தனிமத்தின் பண்புகளை ஒத்து இருக்கும். அதாவது இசையில் எட்டாவது சுருதி முதல் சுருதியை ஒத்து இருக்கும். எனவே, இது நியூலண்டின் எட்டாவது விதி எனப்படும். இவ்விதியானது குறைந்த அணுநிறை கொண்ட தனிமங்களுக்கு பொருந்தக் கூடியது. ஆனால் அதிக அணுநிறை கொண்ட தனிமங்களுக்கு பொருந்தாது.

லோதர் – மேயரின் வகைப்படுத்துதல்

1869ல் ஜெர்மனியைச் சேர்ந்த லோதர் மேயர் என்பவர் தனிமங்களுக்கிடையேயான மிகவும் விரிவான மற்றும் சரியான தொடர்பை அறிமுகப்படுத்தினார். லோதர் மேயர் தனிமங்களின் அணு நிறைகளுக்கும், அணு கனஅளவிற்கும் இடையே வரைபடம் வரையும் போது வளைகோடு கிடைக்கிறது. ஒரே பண்புகளைக் கொண்ட தனிமங்கள் வளைகோட்டில் ஒரே இடங்களில் அமைந்திருப்பதை வளைகோடு காட்டுகிறது.

மெண்டலீப்பின் தனிம வரிசை அட்டவணை

1869ல் டிமிட்ரி மெண்டலீப் என்னும் ருஷ்ய வேதியியல் வல்லுனர் அப்போது கண்டறியப்பட்ட 63 தனிமங்களை அவற்றின் அணுநிறையின் ஏறுவரிசையில் அட்டவணைப்படுத்தினார். அவர் அறிமுகப்படுத்திய தனிமங்களை வகைப்படுத்தும் முறையானது ஆவர்த்தன விதி எனப்படும். இவ்விதிப்படி, "தனிமங்களின் பண்புகளானது அவற்றின் அணுநிறைகளின் சார்பாக இருக்கும்" அதாவது தனிமங்களை அவற்றின்

அணுநிறைகளின் ஏறுவரிசையில் அமைக்கும் போது அவற்றின் பண்புகள் சீரான இடைவெளிகளில் ஒரே மாதிரியாக இருக்கும். ஆவர்த்தன விதியின் அடிப்படையில் மெண்டலீப் தனிமங்களை அவற்றின் அணுநிறைகளின் ஏறுவரிசையில் கிடைமட்டமாக வரிசைப்படுத்தினார். மெண்டலீப் தனிம வரிசை அட்டவணையை ஆராயும்போது அடுத்தடுத்த இரண்டு தனிமங்களுக்கிடையே ஒத்துப் போகும் தன்மை இல்லாததை கண்டறிந்தார். எனவே, இக்குறையைப் போக்குவதற்கு அந்த இடங்கள் வெற்றிடமாக்கப்பட்டு இருந்தது. எதிர்காலத்தில் வேறு தனிமங்கள் கண்டறியப்பட்ட போது அந்த இடங்கள் பொருத்தமாக இருந்தது. உதாரணமாக காலியம் மற்றும் ஜெர்மானியம் ஆகியவை மெண்டலீப் தனிம வரிசை அட்டவணையை உருவாக்கியபோது கண்டுபிடிக்கப்படவில்லை. மெண்டலீப் அவற்றை முறையே எகா அலுமினியம் மற்றும் எகா சிலிக்கான் என்றும் பெயரிட்டார். ஏனெனில், அவை முறையே அலுமினியம் மற்றும் சிலிக்கான் ஆகியவற்றின் பண்புகளை ஒத்து இருக்கும் என்று நம்பிக்கையிலிருந்தார். பின்னர் இத்தனிமங்கள் கண்டுபிடிக்கப்பட்டபோது இவற்றின் பண்புகள் மெண்டலீப் கூறியவாறு அமைந்திருந்தன. புதிய தனிமங்கள் கண்டுபிடித்தலும், தொகுத்தலும் இன்றும் தொடர்வதால் இதுவரை கண்டுபிடிக்கப்பட்ட தனிமங்களின் எண்ணிக்கை 120ஆக உயர்ந்துள்ளது. அணு எண் 92 வரை உள்ள தனிமங்கள் இயற்கையில் கிடைப்பவையாக உள்ளன. எஞ்சியவை ஆய்வகங்களில் தொகுக்கப்பட்டு கண்டறியப்பட்டுள்ள மற்ற தனிமங்கள் யுரேனியம் கடந்த தனிமங்கள் எனப்படுகின்றன. இவை அதிக நிலைத் தன்மையற்றதாகவும், கதிரியக்கத்தால் சிதைவடைவனவாகவும் உள்ளன.

மேன்மைப்படுத்தப்பட்ட தனிம வரிசை அட்டவணை மென்டலீப் தனிம வரிசை அட்டவணையும் ஒத்து இருந்தது. மேலும், பத்தொன்பதாம் நூற்றாண்டின் இறுதியில் கண்டறியப்பட்ட மந்த வாயுக்களுக்கு தனியான தொகுதி புதிய அட்டவணையில் சேர்க்கப்பட்டது. மேன்மைப்படுத்தப்பட்ட மென்டலீப் தனிம வரிசை அட்டவணைப் பற்றிய விவரம் பின்வருமாறு :

(1) ஒன்பது செங்குத்தாக உள்ளவை தொகுதிகள் எனப்படுகின்றன. அவை I முதல் VIII மற்றும் O என்று எண்களால் குறிக்கப்படுகின்றன. மேலும் தொகுதிகள் I முதல் VII வரை உள்ளவை இரு தொகுதிகளாக A மற்றும் B என்று குறிக்கப்படுகின்றன. தொகுதி VIIIல் ஒவ்வொன்றும் மூன்று தனிமங்களைக் கொண்ட மூன்று தொகுதிகள் உள்ளன. பூஜ்ஜிய தொகுதியில் மந்த வாயுக்கள் உள்ளன.

(2) கிடைமட்டத்தில் உள்ளவை வரிசைகள் எனப்படும். இவை 1 முதல் 7 என்று எண்களால் குறிக்கப்படுகின்றன. முதல் வரிசையில் இரண்டு தனிமங்கள் உள்ளன. இரண்டு மற்றும் மூன்றாவது வரிசைகள் ஒவ்வொன்றிலும் எட்டு தனிமங்கள் உள்ளன. இவை சிறு வரிசைகள் எனப்படும். நான்கு மற்றும் ஐந்தாம் வரிசைகள் ஒவ்வொன்றிலும்

பதினெட்டு தனிமங்கள் உள்ளன. இவை நீண்ட வரிசைகள் எனப்படும். ஆறாவது வரிசையில் 32 தனிமங்கள் உள்ளதால் மிக நீண்ட வரிசை எனப்படும். ஏழாவது வரிசை முற்றுபெறாமல் 19 தனிமங்களைக் கொண்டுள்ளது.

5.2 IUPAC தனிம வரிசை அட்டவணை மற்றும் அணு எண் 100க்கு மேல் உள்ள தனிமங்களுக்கு IUPAC முறை மூலம் பெயரிடுதல்

புதிய ஆவர்த்தன விதி

1913ல் ஆங்கிலேய இயற்பியல் வல்லுனர் ஹென்றி மோஸ்லி என்பவர் ஒரு தனிமத்தின் அணு எண்ணானது அணு நிறையை விட முக்கியமான அடிப்படைப் பண்பு என்பதைக் கண்டறிந்தார். இக்கண்டுபிடிப்பின் விளைவாக புதிய ஆவர்த்தன விதிப்படி, "தனிமங்களின் இயற்பியல் மற்றும் வேதியியல் பண்புகள் அவற்றின் அணு எண்களை அடிப்படையாகக் கொண்டதாகும்.

தனிமங்களை அவற்றின் அணு எண்களின் ஏறு வரிசையில் எழுதும்போது, தனிமங்களின் பண்புகள் குறிப்பிட்ட சீரான இடைவெளிக்குப் பிறகு ஒத்துபோகின்றன. இவ்வாறு ஒத்த பண்புகள் திரும்ப வருவதை ஆவர்த்தனம் எனப்படுகிறது. ஒரு தனிமத்தின் வேதியியல் மற்றும் இயற்பியல் பண்புகள் அவற்றின் இணைதிறன் கூட்டிலுள்ள எலக்ட்ரான்களின் அமைப்பைப் பொருத்தமைகிறது. எனவே, அணுக்களின் இணைதிறன் கூட்டிலுள்ள எலக்ட்ரான்களின் அமைப்பு ஒரே மாதிரியாக இருக்கும்போது அவற்றின் பண்புகளும் ஒத்து இருக்கும். உதாரணமாக காரமண் உலோகங்களின் இணைதிறன் கூட்டில் ஒரே ஒரு எலக்ட்ரான் *s* - ஆர்பிட்டாலில் அமைந்திருக்கும்.

கார உலோகங்களின் ஒரே பண்புக்கு காரணம் அவற்றின் அணுக்களின் இணைதிறன் கூட்டின் ஒத்த எலக்ட்ரான் அமைப்பேயாகும். இதேபோல், மற்ற தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பை ஆராய்ந்தால், அணு எண் அதிகரிக்கும்போது குறிப்பிட்ட சீரான இடைவெளியில் அணுக்கள் ஒத்த எலக்ட்ரான் அமைப்பை பெற்றுள்ளதை காணலாம். எனவே, குறிப்பிட்ட சீரான இடைவெளியில் ஒத்த இணைதிறன் கூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெற்றுள்ளதால் பண்புகள் ஒரே மாதிரியாக உள்ளன. 2, 8, 18 அல்லது 32 அணு எண் இடைவெளியில் தனிமங்கள் ஒத்த பண்புகளைப் பெற்றுள்ளன.

நீள்வரிசைத் தனிம அட்டவணை

தனிம அட்டவணையானது அணுக்களின் திரும்பத் திரும்ப வரக்கூடிய எலக்ட்ரான் அமைப்பை அடிப்படையாகக் கொண்டு அணு எண்களின் ஏறுவரிசையில் அட்டவணைப்படுத்தப்பட்டது. இப்பாடத்தில் நீள்வரிசைத் தனிம அட்டவணை கொடுகப்பட்டுள்ளது. நீள்வரிசைத் தனிம அட்டவணை அமைப்பின் சிறப்புகளை படிக்கும்போது அட்டவணையை கருத்தில் கொள்ளுமாறு கேட்டுக் கொள்ளப்படுகிறது.

நீள்வரிசைத் தனிம அட்டவணை அமைப்பின் சிறப்புகள்

நீள் வரிசைத் தனிம அட்டவணையில் கிடைமட்டமாக வரிசைப்படுத்தப்பட்ட தனிமங்கள் வரிசைகள் எனவும் செங்குத்தாக வரிசைப் படுத்தப்பட்ட தனிமங்கள் தொகுதிகள் எனவும் அழைக்கப்படுகின்றன.

வரிசைகள்

ஒரு வரிசையில் உள்ள தனிமங்களின் அணுக்கள் அனைத்தும் ஒரே எண்ணிக்கையிலான எலக்ட்ரான் கூட்டினை பெற்றுள்ளன. அதாவது முதன்மை குவாண்டம் எண்ணைப் பெற்றுள்ளன. மொத்தம் ஏழு வரிசைகள் உள்ளன. ஒவ்வொரு வரிசையும் வெவ்வேறு முதன்மை குவாண்டம் எண்ணுடன் தொடங்குகிறது.

முதல் வரிசையில் உள்ள தனிமங்களில் எலக்ட்ரான்களின் முதல் ஆற்றல் மட்டம் பூர்த்தி செய்யப்படுகிறது $(n = 1)$. இந்த ஆற்றல் மட்டத்தில் ஒரேயொரு ஆர்பிட்டால் $(1\ s)$ மட்டும் இருப்பதால் இது இரண்டு எலக்ட்ரான்களை மட்டும் பூர்த்தி செய்ய இயலும். இதன்படி முதல் வரிசையில் இரண்டு தனிமங்கள் (ஹைட்ரஜன் $1\ s^1$ மற்றும் ஹீலியம் $1\ s^2$) மட்டுமே இருப்பது தெளிவாகிறது.

இரண்டாம் வரிசையானது எலக்ட்ரான்கள் இரண்டாவது ஆற்றல் நிலையிலிருந்து பூர்த்தியாவதிலிருந்து தொடங்குகிறது $(n = 2)$. நான்கு ஆர்பிட்டால்கள் (ஒரு $2s$ மற்றும் மூன்று $2\ p$ ஆர்பிட்டால்கள்) மட்டுமே இருப்பதால் எட்டு எலக்ட்ரான்களை பூர்த்தி செய்ய இயலும். எனவே இரண்டாவது வரிசையில் எட்டுத் தனிமங்கள் உள்ளன. இது லித்தியம் $(z = 3)$ முதல் தனிமமாக ஒரு எலக்ட்ரான் $2s$ ஆர்பிட்டால் பூர்த்தி செய்வதிலிருந்து தொடங்குகிறது. வரிசையானது நியான், $(z = 10)$ இரண்டாவது கூடு $2s^2 2p^6$ முழுவதுமாக பூர்த்தியாவதில் முடிவடைகிறது.

மூன்றாவது வரிசையானது எலக்ட்ரான்கள் மூன்றாவது ஆற்றல் கூட்டில் பூர்த்தியாவதிலிருந்து தொடங்குகிறது. $(n = 3)$. இந்த ஆற்றல் கூட்டில் உள்ள ஒன்பது ஆர்பிட்டால்களில் (ஒரு s, மூன்று p மற்றும் ஐந்து d) ஐந்து $3d$ ஆர்பிட்டால்கள் 4s ஆர்பிட்டால்களை விட அதிக ஆற்றல் கொண்டவை. எனவே நான்காவது ஆற்றல் மட்டம் பூர்த்தியாவதற்கு முன் நான்கு ஆர்பிட்டால்கள் $n = 3$ஐ சேர்ந்தவை பூர்த்தி செய்யப்படுகிறது. (ஒரு 3s மற்றும் மூன்று $3p$). எனவே, மூன்றாவது வரிசையில் சோடியம் $(z = 11)$ முதல் ஆர்கான் $(z = 18)$ வரை எட்டு தனிமங்கள் உள்ளன.

நான்காவது வரிசையானது $n = 4$ல் எலக்ட்ரான்கள் ஒரு $4s$ மற்றும் மூன்று $4p$ ஆர்பிட்டால்களில் பூர்த்தி செய்யப்படுகின்றன. ($4d$ மற்றும் $4f$ ஆர்பிட்டால்கள் $5s$

ஆர்பிட்டாலை விட அதிக ஆற்றலை பெற்றுள்ளதால் பிறகு பூர்த்தி செய்யப்படுகிறது) $4s$ மற்றும் $4p$ ஆர்பிட்டால்களுக்கு இடையே ஐந்து $3d$ ஆர்பிட்டால்கள் பூர்த்தி செய்யப்படுகின்றன. எனவே, மொத்தமாக ஒன்பது ஆர்பிட்டால்கள் (ஒரு $4s$, ஐந்து $3d$ மற்றும் மூன்று $4p$) பூர்த்தி செய்ய வேண்டியிருப்பதால் நான்காவது வரிசையில் பதினெட்டு தனிமங்கள் உள்ளன. நான்காவது வரிசை பொட்டாசியத்தில் $(z = 19)$ தொடங்கி கிரிப்டானில் $(z = 36)$ முடிவடைகின்றன. தனிமங்கள் ஸ்கேன்டியம் $(z = 21)$ முதல் சிங்க் $(\mathrm{z} = 30)$ வரை உள்ளவை $3d$ இடைநிலைத் தனிமங்கள் எனப்படும்.

ஐந்தாவது வரிசையானது நான்காவது வரிசையைப் போல் $5s$ ஆர்பிட்டாலில் $(n = s)$ தொடங்குகிறது. மொத்தம் ஒன்பது ஆர்பிட்டால்கள் (ஒரு $5s$ ஐந்து $4d$ மற்றும் மூன்று $5p$) பூர்த்தி செய்ய வேண்டியிருப்பதால் பதினெட்டு தனிமங்கள் உள்ளன. ஐந்தாவது வரிசையானது ருபீடியத்தில் $(z = 37)$ தொடங்கி செனான் $(z = 54)$ தனிமத்தில் முடிவடைகிறது.

ஆறாவது வரிசை $6s$ ஆர்பிட்டால் $(n = 6)$ பூர்த்தியாவதில் தொடங்குகிறது. இவற்றில் மொத்தம் பதினாறு ஆர்பிட்டால்கள் (ஒரு $6\mathrm{s}$ ஏழு $4f$ ஐந்து $5d$ மற்றும் மூன்று $6p$) அடுத்த ஆற்றல் மட்டும் பூர்த்தியாவதற்கு முன் எலக்ட்ரான்கள் பூர்த்தியாவது தொடங்குகிறது. இந்த வரிசையில் தனிமங்கள் சீசியத்தில் $(z = 55)$ தொடங்கி ரேடானில் $(z = 86)$ முடிவடைகிறது. $4f$ ஆர்பிட்டால்கள் பூர்த்தியாவது சீசியம் $(z = 58)$ தனிமத்தில் தொடங்கி லுடிசியம் $(z = 71)$ தனிமத்தில் முடிவடைகிறது. இது முதல் உள் இடைநிலைத் தனிம வரிசையான லாந்தனைடு வரிசையை உள்ளடக்கியது.

ஏழாவது வரிசை $7s$ ஆர்பிட்டால் $(n = 7)$ பூர்த்தியாவதிலிருந்து தொடங்குகிறது. 32 தனிமங்கள் இருக்க வேண்டிய இதில் முறையே பதினாறு ஆர்பிட்டால்கள் (ஒரு $7s$, ஏழு $5f$, ஐந்து $6d$ மற்றும் மூன்று $7p$) பூர்த்தியாக தொடங்கினாலும் முற்றுபெறாமல் உள்ளன. தற்போது இதில் 23 தனிமங்கள் மட்டுமே உள்ளன. $5f$ ஆர்பிட்டால்கள் பூர்த்தியாவது தோரியம் $(z = 90)$ தனிமத்தில் தொடங்கி லாரன்சியம் $(z = 103)$ தனிமத்தில் முடிவடைகிறது. இவ்வரிசையானது இரண்டாம் உள் இடைநிலைத் தனிம வரிசையான ஆக்டினைடு வரிசையை உள்ளடக்கியது. இவற்றில் பெரும்பாலும் மனிதனால் உருவாக்கப்பட்ட கதிரியக்கத் தனிமங்கள் உள்ளன. தனிம வரிசை அட்டவணையானது பெரிதாகக் கூடிய தன்மையில் இருப்பதால் $4f$ மற்றும் $5f$ உள் இடைநிலைத் தனிமங்கள் தனியாக வைக்கப்பட்டுள்ளன.

தனிமங்களின் எண்ணிக்கையும் அவற்றின் ஆர்பிட்டால்கள் பூர்த்தி செய்யப்படுவதும் கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

அட்டவணை 4.2

வரிசை	முதன்மை இணைதிறன்	ஆர்பிட்டால்கள் நிரப்பப்படுதல்	எலக்ட்ரான்கள் நிரப்பப்படுதல்	எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை
முதல்	$n = 1$	1*s*	2	2
இரண்டாம்	$n = 2$	2*s*, 2*p*	2 + 6	8
மூன்றாம்	$n = 3$	3*s*, 3*p*	2 + 6	8
நான்காம்	$n = 4$	4*s*, 3*d*, 4*p*	2 + 10 + 6	18
ஐந்தாம்	$n = 5$	5*s*, 4*d*, 5*p*	2 + 10 + 6	18
ஆறாம்	$n = 6$	6*s*, 4*f*, 5*d*, 6*p*	2 + 14 + 10 + 6	32
ஏழாம்	$n = 7$	7*s*, 5*f*, 6*d*, 7*p*	2 + 14 + 10 + 6	32

2, 8 மற்றும் 8 ஆகிய தனிமங்களைக் கொண்டுள்ள முதல் மூன்று வரிசைகள் சிறிய வரிசைகள் எனப்படும். அடுத்த 18, 18 மற்றும் 32 தனிமங்களைக் கொண்டுள்ள மூன்று வரிசைகள் நீண்ட வரிசைகள் எனப்படும்.

தொகுதிகள்

தனிம வரிசை அட்டவணையில் செங்குத்தாக உள்ள பத்தி, தொகுதி என அழைக்கப்படுகிறது. ஒரு தொகுதியில் உள்ள தனிமங்கள் அனைத்தும் ஒரே மாதிரியான வெளிக்கூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெற்றுள்ளன. நீள் வரிசைத் தனிம அட்டவணையில் 18 தொகுதிகள் உள்ளன. International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC) என்ற அமைப்பின் ஆலோசனைப்படி இத்தொகுதிகள் அனைத்தும் 1 முதல் 18 வரை எண்களால் குறிக்கப்பட்டுள்ளன. ஒரே தொகுதியில் உள்ள தனிமங்கள் உள்ளடக்கியது குடும்பம் எனப்படும். உதாரணமாக தொகுதி 17 (VIIA)ஐ சேர்ந்த தனிமங்கள் ஹாலஜன் குடும்பம் எனப்படும்.

$Z > 100$ உள்ள தனிமங்களுக்கு IUPAC பெயரிடுதல்

யுரேனியத்தை ($z = 92$) அடுத்துள்ள தனிமங்கள் அனைத்தும் தொகுப்பு முறையில் தயாரிக்கப்பட்டவை. இவை யுரேனியம் கடந்த தனிமங்கள் எனப்படும். தனிமம் பெர்மியம் ($z = 100$) அடுத்த தனிமங்கள் பெர்மியம் கடந்த தனிமங்கள் எனப்படும். தனிமங்கள் பெர்மியம் ($z = 100$), மெண்டலீவியம் ($z = 101$), நோபிலியம் ($z = 102$) மற்றும் லாரான்சியம் ($z = 103$) ஆகியவை புகழ்பெற்ற அறிவியல் அறிஞர்களின் பெயரில் வைக்கப்பட்டுள்ளது. இருந்தாலும் இதுபோன்ற தனிமங்களின் பெயர்களும், குறியீடுகளும் பெரும்பான்மையாக இதுவரை ஏற்றுக் கொள்ளப்படவில்லை. மற்றும் சில தனிமங்களுக்கு இரண்டு பெயர்கள்/குறியீடுகள் உள்ளன. உதாரணமாக அணு எண் 104 உள்ள தனிமம் குர்ச்சடோபியம் (Ku) அல்லது ரூதர்போர்டியம் (R *f*) எனப்படுகிறது. இதேபோல் அணு எண் 107 உள்ள தனிமம் நீல்ஸ்போரியம் (Ns) அல்லது போரியம் (Bh) என அழைக்கப்படுகிறது. ஆனால், கீழ்க்கண்ட அனைத்துத்

தனிமங்களும் ஒரே பெயருடன் உள்ளன. உதாரணமாக அணு எண் 105 ஆனது டப்னியம் எனவும், அணு எண் 106 ஆனது ஸீபோர்ஜியம் எனவும், அணு எண் 108 ஹாஸ்னியம் எனவும் மற்றும் அணு எண் 109 மெய்ட்ரினியம் எனவும் அழைக்கப்படுகிறது. இத்தவறுகளை சரி செய்வதற்காக $z > 100$ கொண்ட தனிமங்களுக்கு IUPAC முறையில் பெயரிடப்பட்டது. IUPAC ஆலோசனைப்படி அணு எண் 100ஐ விட அதிகம் கொண்ட தனிமங்களுக்கு அவற்றின் எண்களுக்கு லத்தீன் வார்த்தைகள் பயன்படுத்தப்பட்டன. இத்தனிமங்களின் பெயர்கள் அவற்றின் எண்களின் அடிப்படையாகக் கொண்டதாகும்.

எண் வர்க்கம்	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
	nil	un	bi	tri	quad	pent	hex	sept	oct	en

அட்டவணை 4.3

அணு எண்	தனிமத்தின் பெயர்	குறியீடு
101	Unnilunnium	Unu
102	Unnilbium	Unb
103	Unniltrium	Unt
104	Unnilquadium	Unq
105	Unnilpentium	Unp
106	Unnilhexium	Unh
107	Unnilseptium	Uns
108	Unniloctium	Uno
109	Unnilennium	Une
110	Ununnilium	Uun
111	Unununium	Uuu
112	Ununbium	Uub
113	Ununtrium	Uut
114	Ununquadium	Uuq
115	Ununpentium	Uup
116	Ununhexium	Uuh
117	Ununseptium	Uus
118	Ununoctium	Uuo
119	Ununennium	Uue
120	Unbinilium	Ubn

4.3 எலக்ட்ரான் அமைப்பும், தனிம வரிசை அட்டவணையும்

தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பிற்கும், நீள்வரிசை தனிம அட்டவணைக்கும் இடையே நெருங்கிய தொடர்பு உள்ளது. ஒரு அணுவிலுள்ள எலக்ட்ரானின் சிறப்பியல்புகள் வரையறுப்பதற்கு நான்கு குவாண்டம் எண்கள் தேவைப்படுவது தெரிந்த ஒன்றாகும். முதன்மை குவாண்டம் எண் (n) கூடு எனப்படும். முக்கிய ஆற்றல் மட்டத்தை வரையறுக்கிறது. தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பை அவை தனிம வரிசை அட்டவணையின் தொகுதி மற்றும் வரிசை ஆகியவற்றில் எவ்வாறு மாறுபடுகிறது என்பதன் மூலம் அறியலாம்.

(a) வரிசைகளின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு

தனிம வரிசை அட்டவணையில் உள்ள ஒவ்வொரு அடுத்தடுத்த வரிசையும் அடுத்த உயர் முதன்மை ஆற்றல் நிலையில் $(n = 1, n = 2 \text{ etc.})$ எலக்ட்ரான்கள் நிரப்பப்படுவதை பொருத்து அமைகிறது. ஒரு வரிசையில் உள்ள தனிமங்களின் எண்ணிக்கையானது அந்த ஆற்றல் மட்டத்தில் உள்ள அணு ஆர்பிட்டால்களின் எண்ணிக்கையைப் போல் இரு மடங்காக உள்ளது. முதல் வரிசை குறைந்த ஆற்றல் கொண்ட $1s$ ஆர்பிட்டாலை நிரப்புவதிலிருந்து தொடங்குகிறது. ஹைட்ரஜன் $(1s^1)$ மற்றும் ஹீலியம் $(1s^2)$ ஆகிய இரண்டு தனிமங்கள் முதல்வரிசையில் உள்ளன. இரண்டாவது வரிசை லித்தியத்திலிருந்து தொடங்குகிறது. மூன்றாவது எலக்ட்ரான் $2s$ ஆர்பிட்டாலை அடைகிறது. அடுத்த தனிமம் பெரிலியம் நான்கு எலக்ட்ரான்களுடன் $1s^2 2s^2$ எலக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெற்றுள்ளது. அடுத்த தனிமம் போரானிலிருந்து $2p$ எலக்ட்ரான்கள் நிரப்புவது தொடங்கப்பட்டு, நியான் $(2s^2 2p^6)$ தனிமத்துடன் L கூடு நிரம்புகிறது. எனவே, இரண்டாவது வரிசையில் 8 தனிமங்கள் உள்ளன. மூன்றாவது வரிசை $(n = 3)$ சோடியத்தில் ஆரம்பிக்கிறது. சேர்க்கப்படும் எலக்ட்ரான் $3s$ ஆர்பிட்டாலில் சேருகிறது. அடுத்தடுத்து $3s$ மற்றும் $3p$ ஆர்பிட்டால்களில் சேர்வதால், மூன்றாவது வரிசை 8 தனிமங்களுடன் சோடியம் முதல் ஆர்கான் வரை பூர்த்தியாகிறது.

நான்காவது வரிசை $(n = 4)$ பொட்டாசியம் தனிமத்துடன் $4s$ ஆர்பிட்டால் நிரம்புவதன் மூலம் தொடங்குகிறது. $3d$ ஆர்பிட்டால்கள், $4p$ ஆர்பிட்டால்கள் நிரப்புவதற்கு முன் நிரப்பப்படுவதால் $3d$ இடைநிலைத் தனிமங்கள் கிடைக்கின்றன. $4p$ ஆர்பிட்டால்கள் நிரப்புவதற்கு முன் நிரப்பப்படுவதால் $3d$ இடைநிலைத் தனிமங்கள் கிடைக்கின்றன. $4p$ ஆர்பிட்டால்கள் நிரப்பப்படுவதால் நான்காவது வரிசையானது கிரிப்டான் தனிமத்துடன் முடிவுறுகிறது. ஐந்தாவது வரிசை $(n = 5)$ ருபீடியம் தனிமத்துடன் தொடங்குகிறது. இடையில் $4d$ இடைநிலைத் தனிமங்கள் இட்ரியம் $(z = 39)$ முதல் தனிமமாக உள்ளது. $5p$ ஆர்பிட்டால்கள் நிரப்பப்படுவதால் வரிசை செனான் தனிமத்துடன் முடிவுறுகிறது.

ஆறாவது வரிசை $(n = 6)$யில் 32 தனிமங்கள் உள்ளன. அடுத்தடுத்த

எலக்ட்ரான்கள் $6s$, $4f$, $5d$ மற்றும் $6p$ ஆர்பிட்டால்களில் நிரப்பப்படுகின்றன. $4f$ ஆர்பிட்டால்கள் நிரப்பப்படுவது சீரியத்தில் (z = 58) ஆரம்பித்து லுடிசியத்தில் (z = 71) முடிவடைகின்றன. இவை $4f$ உள்ளிடை நிலைத் தனிமங்களைத் தருகின்றன. இவற்றிற்கு லாந்தனாய்டு வரிசை என்று பெயர். இதேபோல் ஏழாவது வரிசை (n = 7) அடுத்தடுத்து எலக்ட்ரான்கள் $7s$, $5f$, $6d$ மற்றும் $7p$ ஆர்பிட்டால்களில் நிரப்பப்படுகின்றன. இவற்றில் பெரும்பான்மையானவை மனிதனால் உருவாக்கப்பட்ட கதிரியக்கத் தனிமங்கள் ஆகும். இந்த வரிசை அணு எண் 118வுடன் மந்த வாயுவை இறுதியாகக் கொண்டு முடியலாம். ஆக்டினியத்தை (z = 89) அடுத்து $5f$ ஆர்பிட்டால்கள் நிரப்பப்படுவதால் $5f$ உள்ளிடை நிலைத் தனிமங்கள் கிடைக்கிறது. இவற்றிற்கு ஆக்டினாய்டு வரிசை என்று பெயர். $4f$ மற்றும் $5f$ உள்ளிடை நிலைத் தனிமங்களை தனிம வரிசை அட்டவணையில், அதன் அமைப்பை ஒழுங்குபடுத்தவும் மற்றும் வகைப்படுத்துதல் விதிப்படி ஒரே பண்புகளுடைய தனிமங்களை ஒரே தொகுதியில் வைக்கவும், தனியாக வைக்கப்பட்டுள்ளன.

(b) தொகுதிகளில் எலக்ட்ரான் அமைப்பு

தனிமங்கள் அவற்றின் தொகுதிகளில் ஒரே எலக்ட்ரான் அமைப்புகளைப் பெற்றுள்ளன. மேலும் அவை அவற்றின் வெளிக்கூட்டு ஆர்பிட்டாலில் சம எண்ணிக்கையில் எலக்ட்ரான்களையும், ஒரே பண்புகளையும் பெற்றுள்ளன. தொகுதி–1 (கார உலோகங்கள்) தனிமங்களை உதாரணமாகக் கொள்ளலாம்.

தனிமங்களின் பண்புகள் அவற்றின் அணு எண்ணை அடிப்படையாகக் கொண்டதாகும். ஒப்பு அணு நிறையை பொருத்ததல்ல என்பதை அறியலாம்.

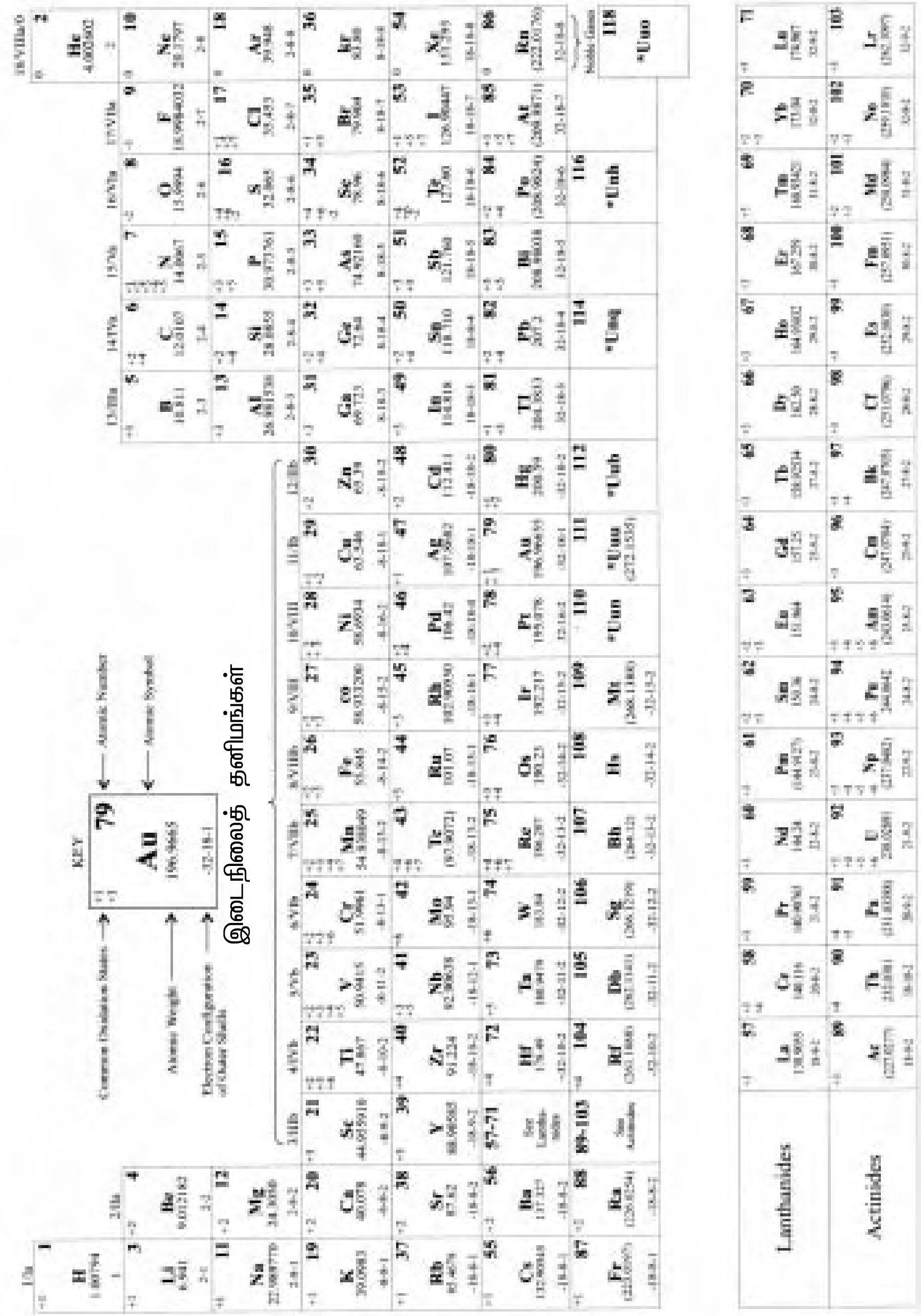
அட்டவணை 4.4 : தொகுதி - 1 தனிமங்கள்

அணு எண்	குறியீடு	எலக்ட்ரான் அமைப்பு
3	Li	$1s^22s^1$ or [He] $2s^1$
11	Na	$1s^22s^22p^63s^1$ or [Ne] $3s^1$
19	K	$1s^22s^22p^63s^2\ 3p^64s^1$or [Ar]$4s^1$
37	Rb	$1s^22s^22p^63s^2\ 3p^64s^23d^{10}4p^65s^1$ or [Kr] $5s^1$
55	Cs	$1s^22s^22p^63s^2\ 3p^64s^23d^{10}4p^65s^2\ 4d^{10}5p^66s^1$ or [Xe] $6s^1$

தனிமங்களின் வகைகள் *s, p, d, f* தொகுதிகள்

ஆஃபா கொள்கை மற்றும் அணுக்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு ஆகியவை தனிமங்களை வகைப்படுத்துவதற்கு அடிப்படையாக உள்ளன. தனிம வரிசை அட்டவணையில் உள்ள செங்குத்து வரிசையில் உள்ள தனிமங்கள் தொகுதி எனப்படும்.

தனிம வரிசை அட்டவணை



தொகுதியிலுள்ள தனிமங்கள் ஒரே வேதிப் பண்பைப் பெற்றுள்ளன. ஹீலியம் s - தொகுதியைச் சார்ந்தது. ஆனால் அது 'p' தொகுதியைச் சேர்ந்த 18 தனிமங்களுடன் இடம் பெற்றுள்ளது. ஏனெனில், He ஆனது முழுவதுமாக பூர்த்தி செய்யப்பட்ட ஆர்பிட்டால் $(1s^2)$ அமைப்புடன் மந்தவாயு பண்புகளைப் பெற்றிருப்பதால் p- தொகுதியில் வைக்கப்பட்டுள்ளது. மற்றொன்று யைட்ரஜன் ஆகும். ஹைட்ரஜன் தனித்த $1s$ எலக்ட்ரானை பெற்றிருப்பதால் தொகுதி–1 (கார உலோகங்கள்) ல் வைக்கப்பட்டுள்ளது. மேலும் இது ஒரு எலக்ட்ரானை வாங்கிக் கொண்டு மந்தவாயு எலக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெறுவதால் தொகுதி–17 தனிமங்களை போல் செயல்படுகிறது. எனவே, சிறப்புத் தகுதியாக ஹைட்ரஜன் தனிம வரிசை அட்டவணையின் மேல்பகுதியில் வைக்கப்பட்டுள்ளது. நான்கு வகையான தனிமங்களின் தொகுதிகளைப் பற்றிப் பார்ப்போம்.

s-தொகுதி தனிமங்கள்

தொகுதி–1 (கார உலோகங்கள்) மற்றும் தொகுதி–2 (காரமண் உலோகங்கள்) தனிமங்கள் முறையே வெளிகூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்பை ns^1 மற்றும் ns^2 என பெற்றிருப்பதால் அவை s- தொகுதி தனிமங்கள் எனப்படும். இவை குறைந்த அயனியாக்கும் என்தால்பி கொண்ட வினைதிறன் மிக்க உலோகங்கள். இவை எளிதில் வெளிச்சுற்று எலக்ட்ரானை இழந்து $+1$ (கார உலோகங்கள்) அல்லது $+2$ (காரமண் உலோகங்கள்) அயனிகளைத் தருகின்றன. உலோகத்தன்மை மற்றும் வினைத்திறன் ஆகியவை தொகுதியில் கீழிறங்கும்போது உயருகிறது. பெரிலியத்தைத் தவிர s- தொகுதி தனிமங்களின் சேர்மங்கள் அயனித் தன்மையுடையவை.

p-தொகுதி தனிமங்கள்

தொகுதிகள் 13 முதல் 18 வரை உள்ள தனிமங்கள் p- தொகுதி தனிமங்களாகும். s- தொகுதி தனிமங்களும் சேர்த்து இவற்றை முதன்மை தொகுதி தனிமங்கள் எனப்படும். ஒவ்வொரு தொகுதியிலும் வெளிச்சுற்று எலக்ட்ரான் அமைப்பு ns^2np^1 லிருந்து ns^2np^6 வரை மாறுபடுகிறது. ஒவ்வொரு வரிசையும் மந்தவாயு எலக்ட்ரான் அமைப்புடன் (ns^2np^6) முடிவுறுகிறது. மந்தவாயுக்களின் ஆர்பிட்டால்கள் முழுவதுமாக நிரப்பப்பட்டுள்ளதால் இந்த நிலையான அமைப்பில் எலக்ட்ரானை சேர்க்கவோ அல்லது எடுக்கவோ இயலாது. எனவே, மந்தவாயுக்கள் மிகக் குறைந்த வினைதிறனை பெற்றுள்ளன. மந்தவாயுக்கள் தொகுதிக்கு முன்தாக இரண்டு முக்கியமான வேதியியல் தொகுதிகள் உள்ளன. அவை ஹாலஜன்கள் (தொகுதி–17) மற்றும் சால்கோஜன்கள் (தொகுதி–16) ஆகும். இந்த இரு தொகுதித் தனிமங்களும் அதிக எலக்ட்ரான் கவர் என்தால்பியை பெற்றிருப்பதால் ஒன்று அல்லது இரண்டு எலக்ட்ரான்களை ஏற்று மந்தவாயு எலக்ட்ரான் அமைப்பை பெறுகின்றன. தனிமங்களின் அலோகத்தன்மை வரிசையில் இடமிருந்து வலமாக செல்லும்போது அதிகரிக்கும். உலோகத்தன்மை தொகுதியில் கீழிறங்கும்போது அதிகரிக்கும்.

d-தொகுதி தனிமங்கள் [இடைநிலைத் தனிமங்கள்]

இவை தொகுதி 3 முதல் 12 வரை உள்ள தனிம வரிசை அட்டவணையின் மையத்தில் உள்ள தனிமங்களாகும். அணுக்களின் உட்கூட்டில் உள்ள d- ஆர்பிட்டால்களில் எலக்ட்ரான்கள் நிரப்பப்படுகின்றன. எனவே இவை d-தொகுதி தனிமங்கள் எனப்படுகின்றன. இவற்றின் வெளிச்சுற்றின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு $(n-1)d^{1\text{-}10}\ ns^{1\text{-}2}$ இவைகள் அனைத்தும் உலோகங்களாகும். இவை பெரும்பாலும் இவை பெரும்பாலும் நிறமுள்ள அயனிகளைத் தருகின்றன. மேலும் ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட இணைதிறன்களைப் பெற்றுள்ளன. ஆனால், Zn, Cd மற்றும் Hg ஆகியவை $(n-1)d^{10}ns^2$ எலக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெற்றுள்ளன. மற்றும் பெரும்பாலான இடைநிலைத் தனிமங்களுக்கான பண்பைப் பெற்றிருப்பதில்லை. இடைநிலைத் தனிமங்கள் வினைதிறன் மிக்க s-தொகுதி தனிமங்களுக்கும், குறைந்த வினைதிறன் கொண்ட தொகுதிகள் 13 மற்றும் 14க்கும் இடையே பாலமாக விளங்குகிறது. எனவே இவை இடைநிலைத் தனிமங்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன.

f-தொகுதி தனிமங்கள் [உள் இடைநிலைத் தனிமங்கள்]

தனிம வரிசை அட்டவணையின் கீழ்பகுதியில் உள்ள லாந்தனைடுகள் ($_{58}$Ce முதல் $_{71}$Lu வரை) மற்றும் ஆக்டினைடுகள் ($_{90}$Th முதல் $_{103}$Lr வரை) உள்ளவை உள் இடைநிலைத் தனிமங்கள் எனப்படும். இவற்றின் இணைதிறன் கூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்பு $(n\text{-}2)\,f^{1\text{-}14}\,(n\text{-}1)d^{\,0\text{-}10}\ ns^2$. ஒவ்வொரு தனிமத்திலும் சேர்க்கும் எலக்ட்ரான் f- ஆர்பிட்டாலில் சேருகிறது. எனவே, இரண்டு வரிசைத் தனிமங்கள் உள் இடைநிலைத் தனிமங்கள் எனப்படும். இவை அனைத்தும் உலோகங்களாகவும், அவற்றின் பண்புகள் ஒரே மாதிரியாகவும் உள்ளன.

ஆக்டினைடு தனிமங்கள் அதிக ஆக்சிஜனேற்ற எண்களைப் பெற்றிருப்பதால் இவற்றின் வேதியியலானது லாந்தனைடுகளை விட சிக்கலாக உள்ளது. ஆக்டினைடு தனிமங்கள் கதிரியக்கத் தன்மை உடையவை. பெரும்பான்மையான ஆக்டினைடு தனிமங்கள் நானோகிராம் அளவில் அல்லது அதைவிட குறைந்த அளவில் அணுக்கருவினைகளினால் தயாரிப்பதால் அவற்றைப் பற்றி முழுமையாக அறிந்துக் கொள்ள இயலாது. யுரேனியத்தை அடுத்துள்ள தனிமங்கள் யுரேனியம் கடந்த தனிமங்கள் எனப்படும்.

(எ.கா) தனிமங்கள் $z = 117$ மற்றும் $z = 120$ ஆகியவை இன்றும் கண்டறியப்படவில்லை. இவை எத்தொகுதியில் அமைந்துள்ளன மற்றும் அவற்றின் எலக்ட்ரான் அமைப்பை எழுதுக.

தனிம வரிசை அட்டவணையில் $z = 117$ ஆனது ஹாலஜன் தொகுதியைச் (தொகுதி – 17) சார்ந்தது. அதன் எலக்ட்ரான் அமைப்பு $[Rn]\ 4f^{44}6d^{10}\ 7s^2 7p^5$. Z = 120

ஆனது காரமண் உலோகத் தொகுதியைச் (தொகுதி–2) சார்ந்தது. அதன் எலக்ட்ரான் அமைப்பு $[Uuo]8s^2$ ஆகும்.

தனிமங்களை s, p, d மற்றும் f தொகுதிகளாக வகைப்படுத்தலைத் தவிர அவற்றின் பண்புகளைப் பொருத்து மற்றொரு வகையாக வகைப்படுத்தப்படுகிறது. தனிமங்கள் அனைத்தும் உலோகங்கள் மற்றும் அலோகங்கள் என வகைப்படுத்தப்படுகின்றன. 75% மேற்பட்ட தனிமங்கள் உலோகங்களாகவும் அவை தனிம வரிசை அட்டவணையின் இடப்புறத்திலும் உள்ளன. மெர்க்குரியைத் தவிர அனைத்து உலோகங்களும் அறை வெப்பநிலையில் திண்மமாக உள்ளன. மேலும் அதிக கொதிநிலை மற்றும் உருகுநிலையைப் பெற்றுள்ளன. வெப்பம் மற்றும் மின்சாரத்தை நன்கு கடத்தக் கூடியவை. கம்பியாக நீட்டவும், தகடாகவும் மாற்ற இயலும். அலோகங்கள் தனிம வரிசை அட்டவணையில் வலப்பக்கத்தின் மேற்புறத்தில் அமைந்துள்ளது. அலோகங்கள் அறைவெப்பநிலையில் திண்மமாகவோ அல்லது வாயுவாகவோ குறைந்த கொதிநிலை மற்றும் உருகுநிலையைப் பெற்றுள்ளன. மேலும் வெப்பநிலை மற்றும் மின்சாரத்தை குறைந்த அளவே கடத்துகின்றன. பெரும்பான்மையான அலோக திண்மங்கள் கடினமாக இருப்பதால் கம்பியாகவோ அல்லது தகடாகவோ செய்ய இயலாது. தொகுதியில் கீழிறங்கும்போது தனிமங்களின் உலோகப் பண்பு அதிகரிக்கிறது. வரிசையில் இடமிருந்து வலமாகச் செல்லும்போது அலோகப் பண்பு அதிகரிக்கிறது. தனிம வரிசை அட்டவணையில் உள்ளவாறு உலோகத் தனிமையிலிருந்து அலோகத் தன்மைக்கு மாறுவது தீர்க்கமான கோடுகளால் இருக்காது. கோட்டின் எல்லையில் உள்ள தனிமங்கள் (செர்மானியம், சிலிகான், ஆர்சனிக், ஆன்டிமணி மற்றும் டெல்லூரியம்) உலோகப் பண்புகளையும், அலோகப் பண்புகளையும் பெற்றுள்ளன. இத்தனிமங்கள் உலோகப் போலிகள் என அழைக்கப்படுகின்றன. (எ–கா) கீழ்க்கண்ட தனிமங்களை அவற்றின் உலோகத் தன்மையின் ஏறுவரிசையில் எழுதுக. Si, Be, Mg, Na, P.

உலோகத் தன்மை தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக உயருகிறது. வரிசையில் இடமிருந்து வலப்பக்கமாக செல்லும்போது குறைகிறது. எனவே உலோகத்தன்மை உயரும் வரிசை, $P < Si < Be < Mg < Na$.

4.4 தனிமங்களின் ஆவர்த்தன பண்புகள்

தனிமங்களின் பண்புகள் குறிப்பிட்ட சீரான இடைவெளிக்குப் பிறகு மீண்டும் ஒரே மாதிரியாக இருப்பதற்கு ஆவர்த்தன பண்பு எனப்படும். தனிமங்களின் வெளிக்கூட்டு எலக்ட்ரான்களின் அமைப்பு ஒரே மாதிரியாக இருப்பதே இதற்குக் காரணமாகும். இத்தகைய பண்புகள் சில பின்வருமாறு :

(i) அணு மற்றும் அயனி ஆரங்கள்

அணுவின் உருவளவு அதன் அணு ஆரத்திலிருந்து அறியலாம். அணு ஆரம்

அல்லது அயனி ஆரம் என்பது அணுக்கருவிற்கும், அணு அல்லது அயனியின் வெளிக்கூட்டில் உள்ள எலக்ட்ரானுக்கும் இடைப்பட்ட தொலைவு என வரையறுக்கப்படுகிறது. உதாரணமாக ஹைட்ரஜன் அணுவின் அணு ஆரம் 74/2 pm = 37 pm (ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறின் (H_2) பிணைப்பு நீளம் 74 pm ஆகும்.)

தனிம வரிசை அட்டவணையில் உள்ள சாதாரண தனிமங்களுக்கு அணு மற்றும் அயனி ஆரங்கள் இடமிருந்து வலப்பக்கம் செல்லும்போது குறைகின்றன. உதாரணமாக 2 வது வரிசைகள் உள்ள Li முதல் F வரை உள்ள தனிமங்களின் சகப்பிணைப்பு ஆரம் குறைகிறது.

Li Be B C N O F

சகப்பிணைப்பு ஆரம் ⟶

மதிப்புகள் குறைதல்

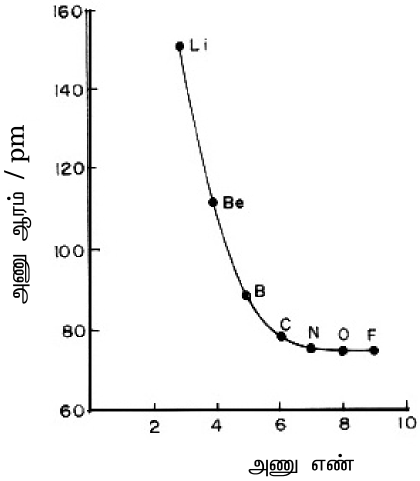
எனவே, எந்தவொரு வரிசையிலும் கார உலோகங்கள் (தனிம வரிசை அட்டவணையில் இடக்கோடியில் உள்ளவை) பெரிய உருவ அளவுடனும், ஹாலஜன்கள் (தனிம வரிசை அட்டவணையில் வலக்கோடியில் உள்ளவை) சிறிய உருவ அளவுடனும் உள்ளன.

விளக்கம்

ஒரு வரிசையில் இடமிருந்து வலமாகச் செல்லும்போது எலக்ட்ரான்களின் ஒரே முதன்மை ஆற்றல் கொண்ட ஆர்பிட்டால்களுக்கு நிரப்பப்படுகிறது. வெவ்வேறு எலக்ட்ரான்கள் ஒரே ஆற்றல் மட்டத்தில் நிரப்பப்படுவதால் உருவளவு அதிகரிப்பதில்லை. ஆனால், ஒவ்வொரு எலக்ட்ரானை சேர்க்கும்போதும் அணுக்கருவின் மின்சுமை (அணு எண்) ஒன்று கூடுகிறது. இவ்வாறு அணுக்கருவின் மின்சுமை அதிகரிப்பதால் எலக்ட்ரான்கள் அணுக்கருவினால் ஈர்க்கப்படுகின்றன. அணுக்களின் உருவளவு குறைகிறது.

அட்டவணை 4.5 : அணு ஆரம் (pm) தொகுதியில்

அணு	அணு ஆரம்	அணு	அணு ஆரம்
Li	152	Na	186
Be	111	Mg	160
B	88	Al	143
C	77	Si	117
N	70	P	110
O	74	S	104
F	72	Cl	99



படம் 4.1 இரண்டாம் வரிசையில் அணு ஆரம் அணு எண்ணை பொருத்து மாறுபடுதல்

ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக வரும்போது அணு ஆரம் மற்றும் அயனி ஆரம் ஆகியவை அணு எண் உயருவதைப் பொருத்து அதிகரிக்கின்றது. உதாரணமாக Li முதல் Cs வரை உள்ள தொகுதி 1A தனிமங்களின் சகப்பிணைப்பு மற்றும் அயனி ஆரங்கள் அதிகரிக்கின்றன.

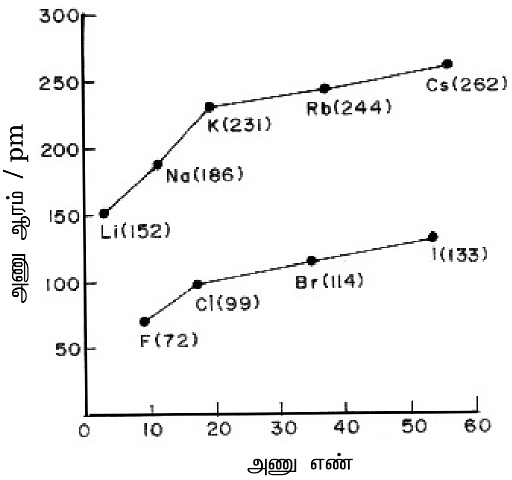
தொகுதி I A தனிமங்கள்	Li Na K Rb Cs
சகப்பிணைப்பு／அயனி ஆரங்கள்	மதிப்புகள் அதிகரித்தல் →

விளக்கம்

ஒரு தொகுதியிலிருந்து கீழாக வரும்போது சேர்க்கப்படும் எலக்ட்ரான் அடுத்த முதன்மை ஆற்றல் கூட்டில் சேருகிறது. இது அணுக்கருவிலிருந்து தொலைவில் உள்ளது. இதன் காரணமாக அணுக்கரு மற்றும் இணைதிறன் எலக்ட்ரான் ஆகியவற்றிற்கிடையேயான நிலைமின் ஈர்ப்பு விசை குறைகிறது. எனவே அணு மற்றும் அயனி ஆரங்கள் அதிகரிக்கின்றன.

அட்டவணை 4.6 : அணு ஆரம் (pm) தொகுதியில்

அணு	அணு ஆரம்	அணு	அணு ஆரம்
Li	152	F	72
Na	186	Cl	99
K	231	Br	114
Rb	244	I	133
Cs	262	At	140



படம் 4.2 கார உலோகம் மற்றும் ஹாலஜன்களின் அணு ஆரம் அணு எண்ணை பொருத்து மாறுபடுதல்

சில அணுக்கள் மற்றும் அயனிகளும் ஒரே எண்ணிக்கையில் எலக்ட்ரான்களை பெற்றிருந்தால் அதற்கு ஒத்த எலக்ட்ரான் (Isoelectronic) அமைப்புடையவை எனப்படும். உதாரணமாக O^{2-}, F^{-}, Na^{+} மற்றும் Mg^{2+} ஆகியவை ஒரே எண்ணிக்கையில் 10 எலக்ட்ரான்களை பெற்றுள்ளன. ஆனால் அவற்றின் ஆரங்கள் வெவ்வேறு மின்சுமையை பெற்றிருப்பதால் வெவ்வேறாக உள்ளன. அதிக மின்சுமை கொண்ட எதிர்மின் அயனி அதிக ஆரத்தைப் பெற்றுள்ளது. அணுக்கருவின் மின்சுமையை விட எலக்ட்ரான்களின் விலக்குவிசை அதிகமாக இருப்பதால் அயனி விரிவடைந்து உருவளவு அதிகமாகிறது.

உதாரணம்

கீழ்க்கண்டவற்றில் எது பெரிய உருவளவையும், சிறிய உருவளவையும் பெற்றுள்ளன. Mg, Mg^{2+}, Al, Ap^{3+}

தீர்வு

அணு ஆரங்கள் வரிசையில் இடமிருந்து வலமாக குறைந்து கொண்டே வருகிறது. நேர்மின் அயனிகள் அவற்றின் அணுக்களை விட குறைந்த உருவளவைப் பெற்றுள்ளன. ஒத்த மின்சுமை கொண்ட அயனிகளில் அதிக நேர்மின் சுமை கொண்ட அயனி சிறிய உருவளவைப் பெற்றுள்ளது. எனவே Mg ஆனது பெரிய உருவளவைக் கொண்டது Al^{3+} சிறிய உருவளவைக் கொண்டதாகும்.

எதிர்மின் சுமை கொண்ட அயனியின் உருவளவு அதன் அணுவை விட

அதிகமாகும். F (= 1.36 Å) > F (= 0.72 Å) ; Cl^- (= 1.81 Å) > Cl (= 0.99 Å) ; நேர்மின் சுமை கொண்ட அயனியின் உருவளவு அதன் அணுவை விட குறைந்ததாகும். Na^+ (= 0.95 Å) < Na (= 1.90 Å) ; Ca^{2+} (= 0.99 Å) < Ca (= 1.97 Å).

Na, Na^+, Cl மற்றும் Cl^- ஆகியவற்றின் ஆரங்களைக் கருத்தில் கொள்வோம். Na^+ அயனியானது Na^- விட குறைந்த ஆரம் உடையதற்கான விளக்கம் பின்வருமாறு. Na^+ல் 10 எலக்ட்ரான்கள் உள்ளன. ($Na^+ \rightarrow 1s^2, 2s^2p^6$) ஆனால் Na அணுவில் 11 எலக்ட்ரான்கள் உள்ளன ($Na^+ \rightarrow 1s^2, 2s^2p^6, 3s^1$). இரண்டிலும் உள்ள அணுக்கருவின் மின்சுமை சமமாகும். அதன் +11 (Naன் அணு எண்). அணுக்கரு மின்சுமை +11 ஆனது Na^+ அயனியில் 10 எலக்ட்ரான்களின் மீது செலுத்தும் கவர்ச்சி விசையானது Na அணுவின் 11 எலக்ட்ரான்களின் மீது செலுத்தும் கவர்ச்சி விசையை விட அதிகமாக இருக்கும். எனவே, Na^+ அயனியானது Na அணுவை விட சிறிய உருவளவைப் பெற்றிருக்கும்.

Cl^- அயனியானது Cl-ஐ விட பெரிய உருவளவு பெற்றிருப்பதை பின்வருமாறு விளக்கலாம். Cl^- அயனியில் 18 எலக்ட்ரான்களும் ($Cl^- \rightarrow 1s^2, 2s^2p^6, 3s^2p^6$) Cl அணுவில் 17 எலக்ட்ரான்களும் ($Cl \rightarrow 1s^2, 2s^2p^6, 3s^2p^5$) உள்ளன. ஒவ்வொன்றிலும் அணுக்கரு மின்சுமை +17 ஆனது Cl^- அயனியில் உள்ள 18 எலக்ட்ரான்களைவிட Cl அணுவில் உள்ள 17 எலக்ட்ரான்களை அதிக அளவில் ஈர்க்கிறது. எனவே, Cl^- அயனியானது Cl அணுவை விட பெரிய உருவளவு கொண்டது.

(ii) அயனியாக்கும் ஆற்றல்

புதிய முறையில் அயனியாக்கும் ஆற்றலானது, அயனியாக்கும் என்தால்பி என்றழைக்கப்படுகிறது. ஒரு அணுவிலிருந்து ஒரு எலக்ட்ரானை நீக்குவதற்கு தேவைப்படும் ஆற்றல் அயனியாக்கும் என்தால்பி (IE) எனப்படும். தனித்த வாயுநிலையிலுள்ள ஒரு அணுவிலிருந்து ஒரு எலக்ட்ரானை நீக்குவற்கு தேவைப்படும் ஆற்றல் முதல் அயனியாக்கும் என்தால்பி எனப்படும்.

$$\text{அணு}_{(g)} + \text{ஆற்றல்} \longrightarrow \text{நேர்மின் அயனி}_{(g)} + \text{எலக்ட்ரான்}$$

உதாரணமாக

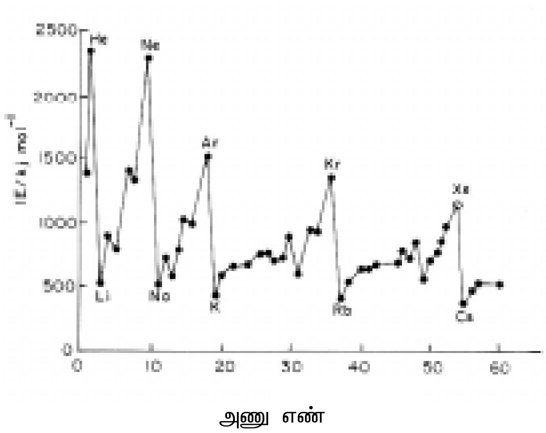
$$Li\ (g) + 520\ kJ\ mol^{-1} \rightarrow Li^+\ (g) + e^-$$

அயனியாக்கும் என்தால்பியானது அயனியாக்கும் மின்னழுத்தம் என்றும் அழைக்கப்படுகிறது. ஏனெனில், இது வாயுநிலையிலுள்ள அணுவிலிருந்து எலக்ட்ரானை நீக்குவதற்கு தேவைப்படும் ஆற்றலை மின்னழுத்தத்தால் அளவிடப்படுவதே இதற்குக் காரணமாகும். இது kJ/mol அல்லது eV/ அணு என்ற அலகில் அளவிடப்படுகிறது.

அதே தனிமத்திலிருந்து இரண்டாவது எலக்ட்ரானை நீக்குவதற்கு முதல் எலக்ட்ரானை நீக்குவதை விட அதிக ஆற்றல் தேவைப்படுகிறது. ஏனெனில் ஒரு நடுநிலை அணுவை விட நேர்மின்சுமை கொண்ட அயனியிலிருந்து எலக்ட்ரானை நீக்குவது கடினமாகும்.

$$Li\ (g) + 7297\ kJ\ mol^{-1} \rightarrow Li^{2+} + e^{-}$$

இதேபோல் மூன்றாவது அயனியாக்கும் என்தால்பி இரண்டாவது அயனியாக்கும் என்தால்பியை விட அதிகமாகும். படம் **4.3**ல் சில தனிமங்களின் அயனியாக்கும் என்தால்பியின் வரைபடம் உள்ளது.



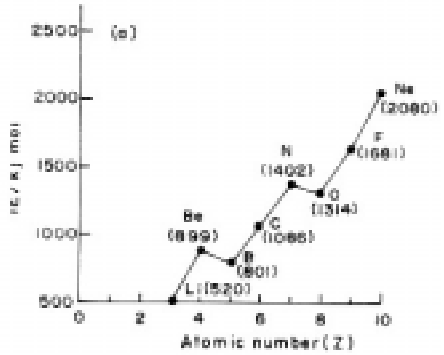
படம் 4.3 தனிமங்கள் $z = 1$ முதல் 60 வரை அயனியாக்கும் என்தால்பியின் மதிப்புகள்

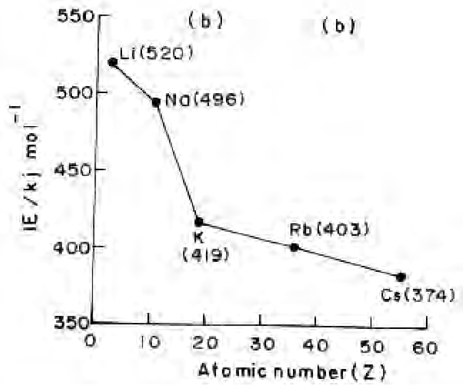
தனிம வரிசை அட்டவணையில் அயனியாக்கும் ஆற்றல் மாறுபடுதல்

படம் **4.3**லிருந்து ஒரு தனிமத்தின் அயனியாக்கும் என்தால்பியானது அதன் எலக்ட்ரான் அமைப்பைச் சார்ந்தது எனலாம். மந்தவாயுக்கள் அதிகபட்ச அயனியாக்கும் என்தால்பியையும், கார உலோகங்கள் குறைந்தபட்ச அயனியாக்கும் என்தால்பியையும் பெற்றுள்ளன. மந்தவாயுக்கள் முழுவதும் நிரப்பப்பட்ட வெளிக்கூட்டின் எலக்ட்ரான் அமைப்பை பெற்றிருப்பதால் அதிகபட்ச அயனியாக்கும் என்தால்பியை பெற்றுள்ளன. கார உலோகங்கள் அவற்றின் பெரிய உருவளவு மற்றும் ஒற்றை எலக்ட்ரான் கொண்ட வெளிக்கூடு ஆகியவற்றால் குறைந்தபட்ச மதிப்பைப் பெற்றுள்ளன.

அயனியாக்கும் என்தால்பி ஒரு வரிசையில் இடமிருந்து வலமாகச் செல்லும் போது அதிகரிக்கிறது. அணுக்கரு மின்சுமை அதிகரித்தல் மற்றும் வரிசையில் இடமிருந்து வலமாகச் செல்லும்போது உருவளவு குறைதல் ஆகியவற்றிலிருந்து இதனை

விளக்கலாம். பொதுவாக தனிம வரிசை அட்டவணையில் உள்ள தொகுதியில் மேலிருந்து கீழிறங்கும்போது அயனியாக்கும் என்தால்பி குறைகிறது. வெளிக்கூட்டு எலக்ட்ரான்கள் அணுக்கருவிலிருந்து தொலைவில் இருப்பதால் எலக்ட்ரானை எளிதாக நீக்கலாம். மேலும் உட்கூட்டில் உள்ள எலக்ட்ரான்களால் மறைக்கும் தன்மை அதிகரிப்பதும் இதற்குக் காரணமாகும். எனவே எலக்ட்ரானை தொகுதியில் மேலிருந்து கீழிறங்கும்போது நீக்குவது எளிதாகிறது.





படம் 4.4(a) இரண்டாவது வரிசைத் தனிமங்களின் அயனியாக்கும் என்தால்பி (b) கார உலோகங்களின் அயனியாக்கும் என்தால்பி

அயனியாக்கும் என்தால்பியை பாதிக்கும் காரணிகள்

ஒரு அணுவின் அயனியாக்கும் என்தால்பி பின்வரும் காரணிகளை அடிப்படையாகக் கொண்டதாகும்.

(i) அணுவின் உருவ அளவு

அணுவின் உருவ அளவு அதிகரிக்கும் போது அணுக்கருவிற்கும் வெளிக்கூட்டு எலக்ட்ரானுக்கும் இடையேயான தூரம் அதிகரிக்கும். எனவே, அத்தகைய எலக்ட்ரான்கள் மீதான அணுக்கருவின் ஈர்ப்பு விசை குறையும் எனவே, அவற்றை எளிதில் நீக்கிவிடலாம். ஒரு அணுவின் உருவ அளவு அதிகரிக்கும்போது அயனியாக்கும் என்தால்பி குறையும்.

(ii) எலக்ட்ரான்கள் ஊடுருவுதல் விளைவு

உள்கூடு எலக்ட்ரான்களின் ஊடுருவும் திறனானது, கீழ்க்கண்ட வரிசையில் குறைகிறது. $s>p>d>f$. s-எலக்ட்ரானின் அணுக்கருவைப் பொருத்து ஊடுருவும் திறன்

அதிகம் பெற்றிருப்பதால் அவற்றை நீக்கவது கடினமானது. எனவே, *s* எலக்ட்ரானை நீக்குவதற்கு *p*-எலக்ட்ரானை விட அதிக அயனியாக்கும் என்தால்பி தேவைப்படும். இதேபோல், *p* எலக்ட்ரானை நீக்குவதற்கு *d* எலக்ட்ரானை விட அதிக அயனியாக்கும் என்தால்பி தேவைப்படுகிறது.

(iii) எலக்ட்ரான் நாட்டம்

புதிய நடைமுறையில் எலக்ட்ரான் நாட்டமானது எலக்ட்ரான் கவர் என்தால்பி என அழைக்கப்படுகிறது. வாயுநிலையிலுள்ள நடுநிலை அணுவிற்கு ஒரு எலக்ட்ரானைச் சேர்த்து எதிர்மின் சுமையுடைய அயனியை உருவாக்கும்போது வெளியிடப்படும் ஆற்றலே எலக்ட்ரான் கவர் என்தால்பி எனப்படும்.

$$\text{அணு}_{(g)} + \text{எலக்ட்ரான்} \longrightarrow \text{எதிர்மின் அயனி}_{(g)} + \text{ஆற்றல்}$$

$$Cl_{(g)} + e^- \longrightarrow Cl^-_{(g)} + EA$$

ஒரு அணுவிற்கு ஒரு எலக்ட்ரானை சேர்த்துக் கொள்ளும் தன்மை அதிகமாக இருந்தால், அதிக ஆற்றலை வெளிவிடுகிறது. எனவே, எலக்ட்ரான் கவர் என்தால்பி அதிகமாகிறது. மாறாக, ஒரு அணுவிற்கு ஒரு எலக்ட்ரானை சேர்த்துக் கொள்ளும் தன்மை குறைவாக இருந்தால், குறைந்த ஆற்றலே வெளிவிடப்படுகிறது. எனவே அதன் எலக்ட்ரான் கவர் என்தால்பியின் மதிப்பு குறைகிறது. எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றலின் மதிப்புகள் eV/atom அல்லது kJ/mol என்ற அலகில் குறிப்பிடப்படுகிறது.

$F_2 = 322\ kJ\ mol^{-1}$ $\qquad$ $Cl_2 = 349\ kJ\ mol^{-1}$

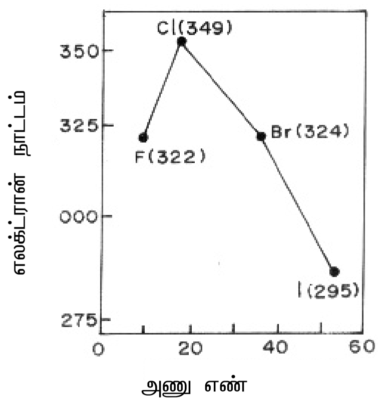
$Br_2 = 324\ kJ\ mol^{-1}$ and $\qquad$ $I_2 = 295\ kJ\ mol^{-1}$

ஹாலஜன்கள் (தொகுதி 17 தனிமங்கள்) எலக்ட்ரானை கவர்ந்து நிலையான மந்தவாயுவின் அமைப்பைப் பெறுகின்றன. எனவே, அவற்றின் எலக்ட்ரான் கவர் என்தால்பியின் மதிப்புகள் மிகவும் அதிகமாகும். ஹாலஜன்களின் எலக்ட்ரான் என்தால்பியின் மதிப்புகள் வரைபடம் **4.4**ல் உள்ளன.

ஒரு தொகுதியில் கீழிறங்கும் போது எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றலின் மதிப்புகள் குறைந்து கொண்டே வருகிறது. அணுவின் உருவ அளவு அதிகரிப்பதால், எலக்ட்ரான் மீதான அணுக்கருவின் ஈர்ப்பு விசை குறைகிறது. எனவே, தொகுதியில் அணு எண் உயரும்போது எலக்ட்ரான் சேர்ப்பதற்கான திறன் குறைந்து காணப்படுகிறது.

எலக்ட்ரான் கவர் என்தால்பி மதிப்புகளில், எதிர்பார்த்தது போல அல்லாமல், புளூரினின் எலக்ட்ரான் கவர் என்தால்பியானது குளோரினை விட குறைவாக உள்ளது. புளூரின் அணு சிறிய உருவ அளவுடன் நன்கு கட்டமைந்த எலக்ட்ரான் கூட்டை பெற்றிருப்பதே இதற்குக் காரணமாகும். புளூரினின் கூடு நன்கு கட்டமைந்திருப்பதனால்

$2p$ ஆர்பிட்டாலில் எலக்ட்ரானை சேர்க்கும்போது விலக்கம் ஏற்படுகிறது. எனவே எலக்ட்ரான் கவர் என்தால்பியானது எதிர்பார்த்ததை விட குறைவாக உள்ளது. குளோரின் அணுவில் உள்ள $3p$ ஆர்பிட்டால்கள் புளூரினில் உள்ள $2p$ ஆர்பிட்டாலைப் போன்ற கட்டமைப்பை பெறவில்லை. சேர்க்கப்படும் எலக்ட்ரானை குளோரின் குறைந்த விலக்கு விசையால் எளிதில் வாங்கிக் கொள்கிறது. எனவே குளோரினின் எலக்ட்ரான் கவர் என்தால்பி புளூரினை விட அதிகமாகும்.



படம் 4.5 ஹாலஜன்களுக்கு எலக்ட்ரான் கவர் என்தால்பி

மந்த வாயுக்களில், அவற்றின் வெளிக்கூட்டிலுள்ள s மற்றும் p ஆர்பிட்டால்கள் முழுவதுமாக நிரப்பப்பட்டுள்ளன. இந்த ஆர்பிட்டால்களில் மேலும் எலக்ட்ரான்களை சேர்க்க இயலாது. எனவே, மந்தவாயுக்கள் எலக்ட்ரானை ஏற்பதில்லை. இவற்றின் எலக்ட்ரான் கவர் என்தால்பி பூஜ்ஜியமாகும்.

எலக்ட்ரான் கவர் என்தால்பி பொதுவாக ஒரு வரிசையில் இடமிருந்து வலமாகச் செல்லும் போது அதிகரிக்கும். அணுக்கருவின் மின்சுமை அதிகரிப்பதால் எலக்ட்ரான் கவர்ச்சி விசையும் அதிகரிப்பதே இதற்குக் காரணமாகும்.

இரண்டாவது எலக்ட்ரான் கவர் என்தால்பி என்பது எதிர்மின் அயனியுடன் ஒரு எலக்ட்ரானை சேர்க்கும் செயல்முறையாகும்.

(உ–ம்) $O^-(g) + e^- \longrightarrow O^{2-}(g)$

எதிர்மின் அயனி O^- மற்றும் எலக்ட்ரான் ஆகியவை ஒன்றையொன்று விலக்குவதால், ஆற்றல் தேவைப்படுகிறது. ஆற்றல் உமிழப்படுவதில்லை. எனவே, இரண்டாம் எலக்ட்ரான் கவர் என்தால்பி எதிர்குறியை உடையது.

எலக்ட்ரான் நாட்டத்தின் எண் மதிப்பை பாதிக்கும் காரணிகள்

எலக்ட்ரான் நாட்டத்தின் எண் மதிப்பானது பின்வரும் கீழ்க்கண்ட காரணிகளால் பாதிக்கப்படுகிறது. அவை (1) அணுவின் உருவ அளவு (2) பயனுடைய அணுக்கரு மின்சுமை மற்றும் (3) உள் எலக்ட்ரான்களின் மறைத்தல் விளைவு.

உதாரணம்

பின்வருவனவற்றில் எது அதிக எதிர்குறி எலக்ட்ரான் கவர் என்தால்பி மற்றும் குறைந்த எதிர்குறி எலக்ட்ரான் கவர் என்தால்பி, P, S, Cl, F விடையை விளக்குக.

தீர்வு

வரிசையில் இடமிருந்து வலமாகச் செல்லும் போது எலக்ட்ரான் கவர் என்தால்பியாக எதிர்குறி மதிப்பு அதிகமாகிறது. தொகுதியில், இதன் மதிப்பு குறைந்த எதிர்குறியை உடையது. $2p$ ஆர்பிட்டால்களில் எலக்ட்ரானை சேர்க்கும் போது, $3p$-ஆர்பிட்டால்களை போல அல்லாமல், விலக்கம் அடைகிறது. எனவே, அதிக எதிர் குறி எலக்ட்ரான் கவர் என்தால்பியை பெற்றுள்ள தனிமம் குளோரின், குறைந்த எதிர்குறி எலக்ட்ரான் கவர் என்தால்பியை பெற்றுள்ள தனிமம் பாஸ்பரஸ் ஆகும்.

(iv) எலக்ட்ரான் கவர் திறன்

ஒரு மூலக்கூறில் உள்ள அணுவானது பிணைப்பிலுள்ள எலக்ட்ரான் ஜோடியை தன்பால் ஈர்த்துக் கொள்ளும் பண்பே எலக்ட்ரான் கவர் திறன் எனப்படும். பயனுடைய அணுக்கரு மின்சுமை மற்றும் அணு ஆரம் ஆகியவற்றை எலக்ட்ரான் கவர்திறன் அடிப்படையாகக் கொண்டதாகும். பயனுடைய அணுக்கரு மின்சுமை அதிகரிக்கும்போது எலக்ட்ரான் கவர் திறன் அதிகமாகும். அணு ஆரம் குறைவாக இருந்தால் எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் அதிகமாகும்.

ஒரு வரிசையில் இடமிருந்து வலமாகச் செல்லும்போது எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் அதிகரிக்கும். வரிசையில் அணு ஆரம் குறைவதும், அணுக்கரு மின்சுமை அதிகரிப்பதும் இதற்கு காரணமாகும். ஹாலஜன்கள் அதிக எலக்ட்ரான் கவர் மதிப்பைப் பெற்றுள்ளன.

தொகுதியில் கீழிறங்கும் பொழுது எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் மதிப்பு குறைகிறது. அணு ஆரம் உயருவதே இதற்குக் காரணமாகும். ஹாலஜன்களில் புளூரின் அதிக எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் மதிப்புடையதாகும். புளூரின் அதிக எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் கொண்ட தனிமமாகும். (4.0 - பாலிஸ் அளவீடு) சீசியம் பெரிய உருவ அளவு மற்றும் அதிக மறைத்தல் விளைவை பெற்றிருப்பதால் குறைந்த எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் (0.7) கொண்ட தனிமமாகும். மாறாக சீசியம் அதிக நேர்மின்சுமை கொண்ட தனிமம் மற்றும் அதிக உலோகத்தன்மை வாய்ந்த தனிமம் எனலாம்.

எலக்ட்ரான் கவர் என்தால்பிக்கும், எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றலுக்கும் உள்ள வேறுபாடுகள் பின்வருமாறு.

எலக்ட்ரான் கவர் என்தால்பி	எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல்
இது தனித்த வாயுநிலையிலுள்ள அணு எலக்ட்ரானை ஏற்கும் பண்பாகும்.	இது ஒரு மூலக்கூறிலுள்ள அணு எலக்ட்ரான் ஜோடி ஈர்த்துக் கொள்ளும் பண்பாகும்.
இது eV / அணு (அ) kcal / மோல் (அ) kJ / மோல் என்ற அலகினால் அளவிடப்படுகிறது.	இது ஒரு எண்ணாகும். அலகுகள் இல்லை.
இது ஒரு தனித்த அணுவின் பண்பாகும்.	இது பிணைப்பிலுள்ள அணுவின் பண்பாகும்.
ஒரு அணுவின் எலக்ட்ரான் கவர் என்தால்பி திட்ட மதிப்பாகும்	இது பிணைப்புத் தன்மையை பொருத்த ஒப்பு அளவாகும். உதாரணமாக sp இனக்கலப்பு கார்பன் sp^2 கார்பனை விட அதிக எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் கொண்டது. இதேபோல் sp^2 ஆனது sp^3 விட அதிக எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றலுடையது.
இது தொகுதி அல்லது வரிசையில் ஒழுங்காக மாறுவதில்லை	இது தொகுதி அல்லது வரிசையில் ஒழுங்காக மாறுகிறது.

(v) பாதி மற்றும் முழுமையாக நிரம்பிய ஆர்பிட்டால்கள்

ஒரு அணுவானது பாதி அல்லது முழுமையாக நிரம்பிய ஆர்பிட்டால்களை பெற்றிருந்தால், தனிம வரிசை அட்டவணையில் அவற்றின் அயனியாக்கும் என்தால்பியானது எதிர்பார்க்கும் மதிப்பை விட அதிகமாக இருக்கும். ஏனெனில், இத்தகைய அணுக்கள் அதிக நிலைத்தன்மையை பெற்றிருப்பதால், அவற்றின் நிலையான எலக்ட்ரான் அமைப்பிலிருந்து எலக்ட்ரானை நீக்குவது கடினமாகும்.

ஒரு தனிமத்தின் எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றலின் மதிப்பிலிருந்து பிணைப்புத் தன்மையை நிர்ணயிக்கலாம். இரண்டு அணுக்கள் ஒரே எலக்ட்ரான்கள் கவர் ஆற்றலை பெற்றிருந்தால் அவை சகபிணைப்பைப் பெற்றிருக்கும். மாறாக அதிக எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் வேறுபாடு இருந்தால் அயனிப் பிணைப்பைப் பெற்றிருக்கும். தூய சகப்பிணைப்பு மற்றும் தூய அயனிப் பிணைப்பு ஆகிய இரண்டுக்குமிடையே

பிணைப்புகள் வெவ்வேறு அயனிப் பண்பைப் பெற்றுள்ளன. அளவீட்டுப்படி, எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் வேறுபாடு 1.7 இருந்தால், அதில் 50% அயனித்தன்மை இருக்கும். 1.7 ஐ விட குறைவாக இருந்தால் சகபிணைப்பையும், 1.7ஐ விட அதிகமாக இருந்தால் அயனிப் பிணைப்பையும் பெற்றிருக்கும்.

அட்டவணை **4.7** : பாலிங்கின் எலக்ட்ரான் கவர் திறன் மதிப்புகள்

							H 2.1
Li 1.0	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	
Na 0.9						Cl 3.0	
K 0.8						Br 2.8	
Rb 0.8						I 2.5	
Cs 0.7							

4.5 மறைத்தல் மாறிலி, நிலைத்தன்மை வாயிலாக மாறுபட்ட ஆவர்த்தன பண்புகள்

ஹீண்ட் விதியின் படி, பாதி அல்லது முழுமையாக நிரம்பிய ஆர்பிட்டால்களைக் கொண்ட அணுக்கள் அதிக நிலைத்தன்மையை பெற்றிருக்கும். எனவே அத்தகைய அணுக்களில் எலக்ட்ரானை நீக்குவதற்கு அதிக ஆற்றல் தேவைப்படும் அந்த அணுக்களின் அட்டவணையில் உள்ளபடி அயனியாக்கும் என்தால்பியானது எதிர்பார்த்ததை விட அதிகமாக இருக்கும்.

உதாரணம்

தனிம வரிசை அட்டவணையின் வரிசையில் உள்ள சில தனிமங்களின் அதிக அயனியாக்கும் என்தால்பி மதிப்புகளை பாதி மற்றும் முழுமையாக நிரப்பப்பட்ட ஆர்பிட்டால்களின் மூலம் விளக்கலாம். இரண்டாவது வரிசையில் உள்ள Be மற்றும் N ஆகியவையும் மூன்றாவது வரிசையில் உள்ள Mg மற்றும் P ஆகியவை எதிர்பார்த்ததை விட அதிக அயனியாக்கும் என்தால்பியை பெற்றுள்ளன. Be (Be $\rightarrow 2s^2$) மற்றும் Mg (Mg $\rightarrow 3s^2$) ஆகியவை முறையே முழுமையாக

நிரப்பப்பட்ட $2s$ மற்றும் $3s$ ஆர்பிட்டால்களை கொண்டுள்ளன. Nல் உள்ள பாதி நிரப்பப்பட்ட $2p$ ஆர்பிட்டாலும் $(N \rightarrow 2s^2 2p^3)$ மற்றும் Pல் உள்ள பாதி நிரப்பப்பட்ட $3p$ ஆர்பிட்டாலும் $(P \rightarrow 3s^2 p^3)$ இதற்குக் காரணமாகும்.

B மற்றும் Be ஆகியவற்றில் மற்றொரு மாறுபட்ட அயனியாக்கும் என்தால்பியைக் காணலாம்.

போரானின் அயனியாக்கும் என்தால்பி $(B \rightarrow 2s^2 2p^1)$ பெரிலியத்தை $(Be \rightarrow 2s^2)$ விட குறைவாகும். [B = 8.3 eV, Be = 9.3 eV] போரானில் $2p^1$ எலக்ட்ரானை நீக்க வேண்டியுள்ளது. $B^+[B\ (2s^2p^1) \rightarrow B^+(2S^2) + e^-]$ பெரிலியத்தில் அதே முதன்மை கூட்டிலுள்ள $2s^1$ எலக்ட்ரானை நீக்க வேண்டியுள்ளது. $B^+[B\ (2s^2p^1) \rightarrow B^+(2S^2) + e^-]$ பெரிலியத்தில் அதே முதன்மை கூட்டிலுள்ள $2s^1$ எலக்ட்ரானை நீக்க வேண்டியுள்ளது. $[Be\ (2s^2) \rightarrow Be^+(2s^1) + e^-]$

அயனியாக்கும் என்தால்பியில் செங்குத்துத் தன்மையிலும் மாறுபாடு உள்ளது. அணு எண் 72ஐ கடந்த தனிமங்களில் இத்தகைய பண்பு காணப்படுகிறது. Ta_{73} முதல் Pb_{82} வரை உள்ள தொகுதித் தனிமங்களின் அயனியாக்கும் என்தால்பி மதிப்புகள் அதற்கு மேலே உள்ள தொகுதியை விட அதிகமாக உள்ளன.

அட்டவணை 4.8

VB	VI B	VII B	VIII			IB	II B	III A	IV A
Nb_{41}	Mo_{42}	Tc_{43}	Ru_{44}	Rh_{45}	Pd_{46}	Ag_{47}	Cd_{48}	In_{49}	Sn_{50}
6.8	7.1	7.2	7.3	7.4	8.3	7.5	8.9	5.7	7.3
Ta_{73}	W_{74}	Re_{75}	Os_{76}	Ir_{77}	Pt_{78}	Au_{79}	Hg_{80}	Tl_{81}	Pb_{82}
7.7	7.8	7.8	8.7	9.2	9.0	9.2	10.4	6.1	7.4

இந்த மாறுபட்ட தன்மைக்கான காரணம் (I_1 மதிப்பு உயருதல் $Nb \rightarrow Ta$, $Mo \rightarrow W$, ..., $Sn \rightarrow Pb$) Ta_{73} லிருந்து Pb_{82} வரை லாந்தனைடு குறுக்கம் ஆகும்.

இடைநிலைத் தனிமங்களில் உருவளவு அதிகரிக்காமல் அணுக்கரு மின்சுமை அதிகரிப்பதே இதற்குக் காரணமாகும். பொதுவாக இப்பகுதியில் உருவளவு குறைகிறது.

ஆவர்த்தன மாறுபாடுகள்

இதேபோல் தொகுதியில் கீழிறங்கும் போது எலக்ட்ரான் கவர் என்தால்பி குறைகிறது. $E_{Cl} > E_{Br} > E_I$. தனிமங்களின் அணு ஆரம் சீராக உயருவதே இதற்குக் காரணமாகும்.

விதி விலக்குகள்

இந்த பொது விதிக்கு சில விலக்குகள் பின்வருமாறு : $E_F < E_{Cl}$ (E_F = 322 kJ mol^{-1} , E_{Cl} = 349 kJ mol^{-1}) என்பது தெரியும். F-க்கு குறைந்த மதிப்பிற்கு காரணம் எலக்ட்ரான் –எலக்ட்ரான் விலக்கு விசை மற்றும் $2p$ ஆர்பிட்டாலில் கட்டமைப்பு ஆகும்.

வரிசையில் எலக்ட்ரான் கவர் என்தால்பியாக மதிப்புகள் பொதுவாக அட்டவணையில் இடமிருந்து வலமாக செல்லும்போது அதிகரிக்கிறது. இந்த பொது விதிக்கு விலக்குகள் பின்வருமாறு :

Be மற்றும் Mg-ன் E_4 மதிப்புகள் பூஜ்ஜியமாகும். Be மற்றும் Mg ஆகியவை முழுவதும் நிரப்பப்பட்ட s-ஆர்பிட்டால்களை கொண்டுள்ளன. (Be $\rightarrow 2s^2$, Mg $\rightarrow 3s^2$). எனவே சேர்க்கப்படும் எலக்ட்ரான் முறையே Beல் $2p$-ஆர்பிட்டாலையும், Mg- ல் $3p$ ஆர்பிட்டாலையும் சேர்கிறது. இவை $2s$ ஆர்பிட்டாலை விட அதிக ஆற்றல் கொண்டவையாகும்.

வினாக்கள்

A. சரியான விடையை தேர்ந்தெடுக்க.

1. அணு எண் 31 ஐ கொண்டுள்ள தனிமத்தின் தொகுதி
   (a) d-தொகுதி (b) f-தொகுதி (c) p-தொகுதி (d) s- தொகுதி
2. முதன்மை தொகுதி தனிமங்கள்
   (a) s மற்றும் d-தொகுதிகள் (b) s மற்றும் p-தொகுதிகள்
   (c) p மற்றும் d-தொகுதிகள் (d) d மற்றும் f-தொகுதிகள்
3. தனிம வரிசை அட்டவணையில் உள்ள அதிக எலக்ட்ரான் கவர்திறன் கொண்ட தனிமம்
   (a) அயோடின் (b) புளூரின் (c) குளோரின் (d) ஆக்சிஜன்
4. மிகவும் நிலைத்தன்மை கொண்ட வாயு நிலையிலுள்ள நேர்மின் அயனி
   (a) F (b) Cl (c) Br (d) I
5. தொகுதிக்குள் அதிக அயனியாக்கும் ஆற்றலைப் பெற்றுள்ள தனிமங்கள்
   (a) ஹாலஜன்கள் (b) மந்த வாயுக்கள்
   (c) கார உலோகங்கள் (d) d-தொகுதி தனிமங்கள்
   (e) கார மண் உலோகங்கள்
6. தனிம வரிசை அட்டவணையில் தொகுதியில் மேலிருந்து கீழிறங்கும் போது அதிகரிக்கும் பண்பு
   (a) அயனியாக்கும் ஆற்றல் (b) எலக்ட்ரான் கவர் என்தால்பி
   (c) எலக்ட்ரான் கவர் திறன் (d) ஒடுக்குத் தன்மையின் திறன்

7. அணுக்களின் *s* மற்றும் *p* ஆற்றல் மட்டங்கள் முற்றுபெற்றுள்ள தனிமங்கள்
   (a) சாதாரண தனிமங்கள்   (b) *d*-தொகுதி தனிமங்கள்
   (c) ஹாலஜன்கள்   (d) மந்த வாயுக்கள்

8. மும்மை விதி பொருந்துவது
   (a) குளோரின், புரோமின் மற்றும் அயோடின்
   (b) ஹைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் மற்றும் நைட்ரஜன்
   (c) சோடியம், நியான் மற்றும் கால்சியம்
   (d) மேற்கூறிய அனைத்தும்

9. எட்டாம் விதியை கூறியவர்
   (a) டோபரின்னர்   (b) மெண்டலீப்   (c) மோஸ்லே   (d) நியூலேண்ட்

10. கீழ்க்கண்ட எப்பண்பு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழிறங்கும் போது குறைகிறது.
   (a) அயனியாக்கும் என்தால்பி   (b) அணு ஆரம்
   (c) இணைதிறன்   (d) மேற்கூறிய அனைத்தும்

11. கீழ்க்கண்டவற்றில் எது அதிக காரத்தன்மை கொண்டது
   (a) CsCl   (b) RbCl   (c) KCl   (d) NaCl

12. கீழ்க்கண்ட ஹைட்ராக்சைடுகளில் எது அதிக காரத்தன்மை கொண்டது
   (a) $Mg(OH)_2$ (b) $Ba\ (OH)_2$ (c) $Ca(OH)_2$ (d) $Be\ (OH)_2$

13. ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஹீலியத்தைத் தவிர தனிம வரிசை அட்டவணையில் சிறிய உருவளவு கொண்ட தனிமம்
   (a) லித்தியம்   (b) ஆக்சிஜன்   (c) புளூரின்   (d) குளோரின்

14. கீழ்க்கண்டவற்றில் எது பெரிய அயனி ஆரத்தை உடையது.
   (a) Na   (b) Mg   (c) Al   (d) Si

15. கீழ்க்கண்டவற்றில் எது லேசான உலோகம்
   (a) கால்சியம்   (b) லித்தியம்   (c) மக்னீசியம்   (d) சோடியம்

16. கீழ்க்கண்டவற்றின் அதிக அயனியாக்கும் ஆற்றலை கொண்ட தனிமம்
   (a) சோடியம்   (b) மக்னீசியம்   (c) கார்பன்   (d) புளூரின்

17. ஹைட்ரஜனை பொருத்து குளோரினானது
   (a) நேர்மின்சுமையுடையது   (b) எலக்ட்ரான் கவர் திறனுடையது
   (c) நடுநிலையானது   (d) ஒன்றுமில்லை

18. கீழ்க்கண்ட தனிமங்களில் எது எலக்ட்ரானை எளிதில் இழக்கும் தன்மையுடையது
   (a) குளோரின்   (b) சல்பர்   (c) ஸ்டிரான்சியம்   (d) பெரிலியம்

19. ஹாலஜன்களின் தொகுதி
   (a) *s*-தொகுதி   (b) *p*-தொகுதி   (c) *d*-தொகுதி   (d) *f*-தொகுதி

20. முதல் அயனியாக்கும் என்தால்பியை கருதும்போது இரண்டாம் அயனியாக்கும் என்தால்பி

(a) அதிகமாகும் (b) குறைவு (c) ஒரே அளவு (d) தள்ளத்தக்கது

21. Na, Rb, K மற்றும் Mg ஆகியவற்றின் அணு ஆரங்களின் ஏறு வரிசை

(a) Na, Mg, K, Rb (b) Na, K, Mg, Rb

(c) Mg, Na, K, Rb (d) Na, Mg, Rb, K

22. தனிமங்களை முதன் முதலில் வரிசைப்படுத்துவதை அறிமுகப்படுத்தியவர்

(a) மெண்டலீப் (b) நியூலேண்ட் (c) லோதர்–மேயர் (d) டோபரின்னர்

23. இடைநிலை தனிமங்களில் முற்றுபெறாத

(a) d-ஆர்பிட்டால்கள் (b) f-ஆர்பிட்டால்கள்

(c) p-ஆர்பிட்டால்கள் (d) s-ஆர்பிட்டால்கள்

24. கீழ்க்கண்டவற்றில் எது மிகக் குறைந்த அயனியாக்கும் ஆற்றலைக் கொண்டது

(a) Na (b) Al (c) Mg (d) Si

25. கீழ்க்கண்ட தனிமங்களில் எது ஒரு எலக்ட்ரானை ஏற்கும் போது அதிக ஆற்றலை வெளிவிடுகிறது

(a) Na (b) Mg (c) Al (d) Cl

26. இடைநிலைத் தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு

(a) $ns^2\ nd^{1-10}$ (b) $ns^2np(n-1)d^{1-10}$

(c) $ns^2\ (n-1)d^{1-10}$ (d) $ns^2np^6(n-1)d^{1-10}$

27. முதல் இடைநிலைத் தனிம வரிசையில் சேரும் எலக்ட்ரான்

(a) $4d$-ஆர்பிட்டால்கள் (b) $3d$-ஆர்பிட்டால்கள்

(c) $5d$-ஆர்பிட்டால்கள் (d) $6d$- ஆர்பிட்டால்கள்

B. கோடிட்ட இடங்களை நிரப்புக.

1. மெண்டலீப் ஆவர்த்தன விதிப்படி தனிமங்களின் பண்புகள் அவற்றின் .... அடிப்படையாகக் கொண்டுள்ளன.
2. புதிய ஆவர்த்தன விதிப்படி, தனிமங்களின் இயற்பியல் மற்றும் வேதியியல் பண்புகள் அவற்றின் .... அடிப்படையாகக் கொண்டுள்ளன.
3. நீள் வரிசை தனிம அட்டவணையானது தனிமங்களின் அணு எண்களின் ஏறு வரிசையில் அவற்றின் அணுக்களின் .... அடிப்படையாகக் கொண்டு அட்டவணைப்படுத்தப்பட்டது.
4. முதல் வரிசையில் உள்ள தனிமங்கள் 2, 8 மற்றும் 8 ஆகிய தனிமங்கள் .... எனப்படுகின்றன.
5. தனிமங்களின் இணைதிறன் என்பது வெளிக்கூட்டு ஆர்பிட்டாலில் உள்ள எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை மற்றும்/அல்லது .... வெளிக்கூட்டு எலக்ட்ரான்களுக்குச் சமமாகும்

C. சுருக்கமாக விடையளி.

1. F, Cl, Br மற்றும் I ஆகியவற்றை எலக்ட்ரான் கவர் என்தால்பியின் ஏறுவரிசையில் எழுது.
2. அணு எண்கள் 6 முதல் 14 வரை உள்ள தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பை எழுதுக. அவை தனிம வரிசை அட்டவணையில் எந்த தொகுதியைச் சார்ந்தவை எனக் கண்டுபிடி.
3. கீழ்க்கண்ட எந்த எலக்ட்ரான் அமைப்பு மிகக் குறைந்த அயனியாக்கும் என்தால்பியை பெற்றுள்ளது. (a) $1s^2, 2s^2, 2p^6$; (b) $1s^2, 2s^2, sp^6$; (c) $1s^2, 2s^2, 2p^2, 3s^2$.
4. புதிய ஆவர்த்தன விதியைக் கூறு.
5. மந்த வாயுக்கள் பூஜ்ஜிய எலக்ட்ரான் கவர் என்தால்பியை பெற்றுள்ளதை விளக்குக.
6. கீழ்க்கண்டவற்றில் எந்த ஜோடி தனிமங்கள் குறைந்த அயனியாக்கும் என்தால்பியை பெற்றுள்ளன.
   (a) Cl அல்லது F (b) Cl அல்லது S
   (c) K அல்லது Ar (d) Kr அல்லது Xe
7. ஏதாவது இரண்டு இடைநிலைத் தனிமங்களையும், இரண்டு உள் இடைநிலைத் தனிமங்களையும் எழுதுக.
8. ஏன் ஒரே தொகுதியில் உள்ள தனிமங்கள் ஒத்தப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளன.
9. கீழ்க்கண்டவற்றை அணுப் பருமன்களின் ஏறு வரிசையில் எழுதுக.
   (a) Li, Na மற்றும் K ;
   (b) C, N மற்றும் O ;
   (c) Ca, Sr மற்றும் Ba
10. தனிம வரிசை அட்டவணையில் உள்ள வெவ்வேறு தொகுதிகள் யாவை ? ஒவ்வொரு தொகுதிக்கும் உள்ள பொதுவான எலக்ட்ரான் அமைப்பை எழுதுக.
11. $3d^{10}4s^2$ எலக்ட்ரான் அமைப்பு கொண்ட தனிமம் எந்த தொகுதியைச் சார்ந்தது.
12. நைட்ரஜனானது ஆக்சிஜனை விட அதிக IE பெற்றுள்ளதை விளக்கு.
13. புளூரின் மற்றும் குளோரின் ஆகியவற்றில் எது அதிக எலக்ட்ரான் கவர் என்தால்பியை உடையது.
14. *d*-தொகுதி தனிமங்கள் ஏன் இடைநிலைத் தனிமங்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன.
15. மெண்டலீப் தனிமங்களை எந்த பண்பின் அடிப்படையில் வரிசைப்படுத்தினார் ?
16. Li, K, Ca, S மற்றும் Kr ஆகியவற்றில் எது அதிக முதல் அயனியாக்கும் ஆற்றலையும், குறைந்த அயனியாக்கும் முதல் அயனியாக்கும் ஆற்றலையும் பெற்றுள்ளது.

D. விரிவாக விடையளி.

1. முதல் தொகுதி தனிமங்கள் ஏன் குறைந்த அயனியாக்கும் என்தால்பியை பெற்றுள்ளன ?
2. கீழ்க்கண்ட தனிமங்களில் எவை அதிக எலக்ட்ரான் கவர் என்தால்பியை பெற்றுள்ளன. (a) N அல்லது O ; (b) F அல்லது Cl விளக்குக.
3. லாந்தனைடுகள் மற்றும் ஆக்டினைடுகள் தனிம வரிசை அட்டவணையில் கீழே தனியாக அட்டவணைப்படுத்தப்பட்டுள்ளன. இதற்கான காரணத்தை விளக்குக.
4. தனிமங்கள் என்றால் என்ன ? தனிம வரிசை அட்டவணையில் இத்தனிமங்களைக் கொண்ட தொகுதிகள் யாவை ?
5. இடைநிலைத் தனிமங்கள் வரையறு. வெவ்வேறு இடைநிலைத் தனிமை வரிசைகளை பெயரிடுக.
6. கீழ்க்கண்ட எந்த ஜோடி தனிமங்கள் குறைந்த அயனியாக்கும் என்தால்பியை கொண்டவை. (a) Ca அல்லது Be ; (b) Ca அல்லது K ; (c) Cl அல்லது I விளக்குக.
7. சோடியம் அணுவானது Li மற்றும் Mg அணுக்களை விட பெரிய உருவளவு பெற்றுள்ளதற்கான காரணத்தை விளக்குக.
8. எலக்ட்ரான் கவர் என்தால்பி என்றால் என்ன ? அது எவ்வாறு தொகுதி மற்றும் வரிசைகளில் மாறுபடுகிறது என்பதை விவரி.
9. தனிம வரிசை அட்டவணையில் தனிமங்கள் எவ்வாறு வரிசைப்படுத்தப்பட்டுள்ளன. என்பதை விவரி.
10. சாதாரண, இடைநிலை மற்றும் உள் இடைநிலைத் தனிமங்கள் என்றால் என்ன ?
11. சாதாரண மற்றும் இடைநிலைத் தனிமங்களுக்கிடையேயான வேறுபாடுகள் யாவை?
12. நடுநிலை அணுவின் உருவளவை விட அதன் நேர்மின் அயனி சிறிய உருவளவை கொண்டுள்ளது. நடுநிலை அணுவின் உருவளவை விட அதன் எதிர்மின் அயனி பெரிய உருவளவை கொண்டுள்ளது. இக்கூற்றுகளை விளக்குக,
13. $Cl > Na^+$ இவற்றின் உருவளவை விளக்குக.
14. எலக்ட்ரான் கவர் என்தால்பி என்றால் என்ன ? அது சார்ந்துள்ள காரணிகள் யாவை ?
15. தனிம வரிசை அட்டவணையில் எலக்ட்ரான் கவர் என்தால்பி பொதுவாக மாறுபடுவதை விவரி.
16. அயனி ஆரம் வரையறு. ஒரு நேர்மின் அயனியின் ஆரம் தாய் அணுவை விட அதிகமாக இருப்பதை விளக்கு.
17. அயனியாக்கும் என்தால்பி என்றால் என்ன ? அது எவ்வாறு தொகுதி மற்றும் வரிசையில் மாறுபடுகிறது ?

18. எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் என்றால் என்ன ? அது எக்காரணிகளை பொருத்து மாறுபடுகிறது ?

19. மெண்டலீப் தனிம வரிசை அட்டவணையின் முக்கிய அம்சங்கள் யாவை ? எவ்வாறு இந்த அட்டவணை மேன்மைபடுத்தப்பட்டது ?

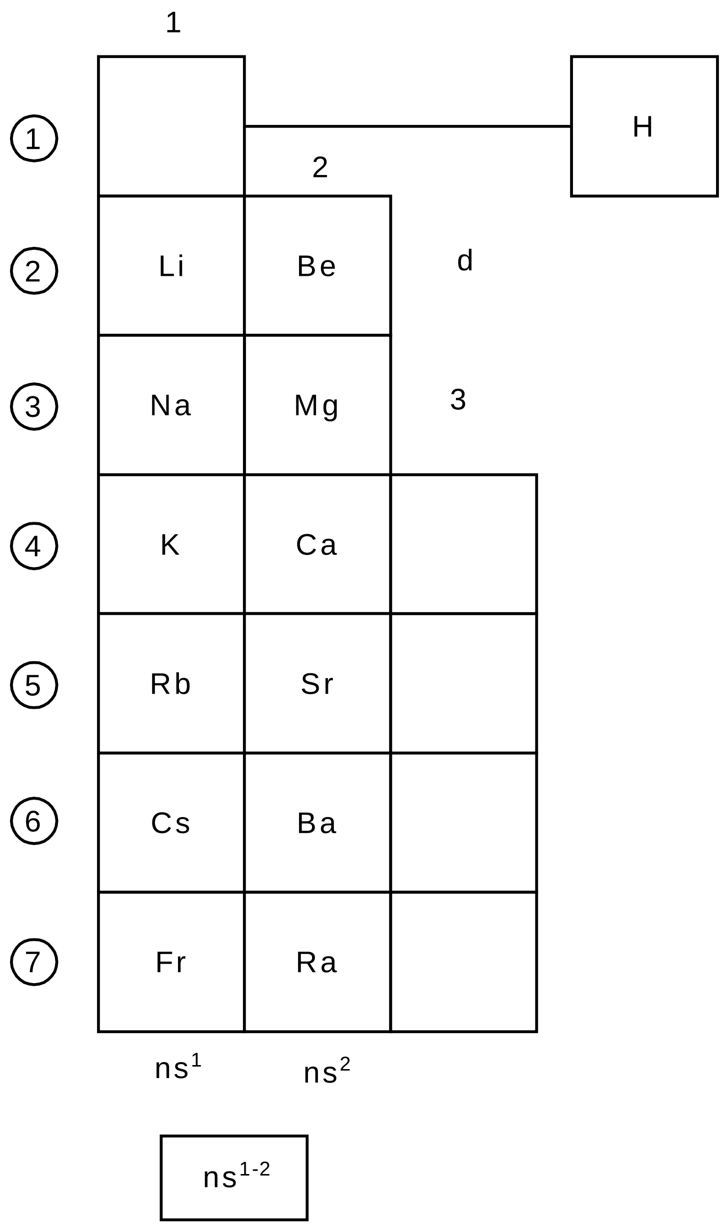
தொகுப்புரை

தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பைப் பொறுத்து, அவைகளின் வகைப்படுத்தலை தனிம வரிசை அட்டவணையோடு புரிந்து கொள்ள இந்த பாடம் ஏதுவாக உள்ளது. தனிம வரிசையில் காணப்படும் ஒழுங்கான ஆவர்த்தன பண்புகளை விளக்குகிறது. அணு ஆரம், அயனியாக்கும் ஆற்றல், எலக்ட்ரான் நாட்டம் மற்றும் எலக்ட்ரான் கவர்திறன் பண்புகள் நன்கு விளக்கப்பட்டு உள்ளது. தனிமங்களின் ஒழுங்கற்ற ஆவர்த்தன பண்புகளையும் தெரிந்து அதற்குரிய காரணங்களும் அறிந்து கொள்ளும் வகையில் அப்பண்புகள் விளக்கப்பட்டுள்ளது.

மேற்பார்வை நூல்கள்

1. Concise. Inorganic Chemistry J.D. Lee, 3rd Edition, 1977.

1s-தொகுதி தனிமங்கள்



1 – கார உலோகங்கள்

2 – காரமண் உலோகங்கள்

5. தொகுதி 1*s*-தொகுதி தனிமங்கள்

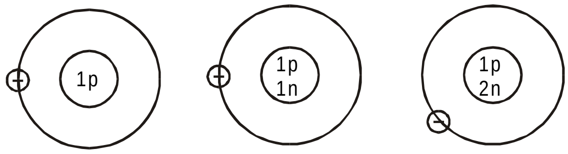
கற்றலின் கோட்பாடுகள்

- *இயற்கையில் ஹைட்ரஜன் காணப்படும் விதம், அதன் ஐசோடோப்புகளைப் பற்றி அறிதல்.*
- *ஹைட்ரஜனின் பல்வேறு ஐசோடோப்புகளின் இயைபு, பண்புகளை புரிந்து கொள்ளல்.*
- *ஆர்தோ மற்றும் பாரா அமைப்பை வேறுபடுத்துதல்.*
- *கனநீரின் பயன் பற்றிய அறிவைப் பெறுதல்.*
- *ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு தயாரித்தல், பண்புகள் மற்றும் பயன்கள் பற்றி அறிதல்.*
- *திரவ ஹைட்ரஜன் ஓர் எரிபொருள் என்பதன் சிறப்பியல்புகளைப் புரிந்து கொள்ளல்.*
- *கார உலோகங்களின் பண்புகளை ஆய்ந்தறிதல்.*
- *ஆக்சைடு, ஹைட்ராக்சைடுகளின் காரத் தன்மை பற்றிய அறிவு.*
- *லித்தியம், சோடியம் போன்ற கார உலோகங்கள் பிரித்தெடுத்தலைக் கற்றல்.*
- *லித்தியம் சோடியம் ஆகியவற்றின் பண்புகள், பயன்களைப் புரிந்து கொள்ளல்.*

ஆவர்த்தன அட்டவணையில் ஹைட்ரஜன் முதல் தனிமமாகும். இது எளிய எலக்ட்ரான் அமைப்புடையது $1s^1$. உட்கருவில் ஒரு புரோட்டானையும் மற்றும் வெளிச்சுற்றில் ஓர் எலக்ட்ரானையும் கொண்டது.

ஐசோடோப்புகள்

ஒரே அணு எண்களையும் வெவ்வேறு நிறை எண்களையும் உடைய ஒரே தனிமத்தின் அணுக்கள் ஐசோடோப்புகள் எனப்படும். ஹைட்ரஜனுக்கு அணுநிறை 1, 2 மற்றும் 3 உள்ள மூன்று ஐசோடோப்புகள் உள்ளன. அவை ஒவ்வொன்றின் அணு எண்ணும் ஒன்றாகும்.



புரோட்டியம் டியூட்டிரியம் டிரிட்டியம்

1. புரோட்டியம் அல்லது சாதாரண ஹைட்ரஜன் : இது ஹைட்ரஜனின் சாதாரண அமைப்பாகும். இது உட்கருவில் ஒரு புரோட்டானையும் அதைச் சுற்றி வரும் ஓர் எலக்ட்ரானையும் கொண்டது. இயற்கையில் காணப்படும் மொத்த ஹைட்ரஜனில் 99.984% சாதாரண ஹைட்ரஜனே உள்ளது. இதன் அணுநிறை ஒன்றாகும்.

2. டியூட்டிரியம் அல்லது கன ஹைட்ரஜன் : $_1H^2$ அல்லது $_1D^2$ இயற்கையில் இது மிகச் சிறிதளவே காணப்படுகிறது. இயற்கையில் காணப்படும் ஹைட்ரஜனில் இவற்றின் விகிதமாவது D:H = 1:6000. இதன் உட்கருவில் ஒரு புரோட்டானும், ஒரு நியூட்ரானும் உள்ளன. எனினும் ஓர் எலக்ட்ரானே உட்கருவைச் சுற்றி வருகிறது. இவைகளின் வேதிவினைகள் புரோட்டியத்தை ஒத்திருந்தாலும் வினை செயல்படும் வேகம் மாறுபடுகின்றது.

3. டிரிட்டியம் $_1\mathbf{H}^3$ அல்லது $_1\mathbf{T}^3$ **:** இது உயர்வாயு மண்டலத்தில் மின்காந்த நுண்ணலைகளால் தூண்டப்படும் உட்கரு வினைகளில் தொடர்ச்சியாக உருவாகின்றது. டியூட்ரியத்தைப் போலல்லாது இது கதிரியக்கத் தன்மை கொண்டது. இதன் அரை ஆயுட்காலம் ~ 12.3 ஆண்டுகளாகும். இதன் உட்கருவில் ஒரு புரோட்டானும் இரண்டு நியூட்ரான்களும் உள்ளன.

அட்டவணை 5.1 : ஹைட்ரஜனின் ஐசோடோப்புகள்

வ எண்	பெயர்	குறியீடு	அணு எண்	அணு நிறை	எண்ணிக்கை சதவிகித		அளவு
					புரோட்டான்கள்	நியூட்ரான்கள்	
1.	புரோட்டியம் அல்லது ஹைட்ரஜன்	$_1H^1$	1	1	1	0	99.984
2.	டியூட்ரிடியம் அல்லது கன ஹைட்ரஜன்	$_1H^2$	1	2	1	1	0.016
3.	டிரிட்டியம்	$_1H^3$	1	3	1	2	10^{-15}

அவைகள் ஒரே மாதிரியான வேதிவினைகளைப் பெற்றிருப்பினும் வினைவேகத்தில் மாறுபடுகின்றன. அவைகளின் இயற்பியல் பண்புகள் குறிப்பிடத்தக்க அளவு மாறுபடுகின்றன.

தயாரிப்பு முறைகள்

1. விரவுதல் முறை : இரு ஐசோடோப்புகளும் வாயு விரவுதல் பண்பில் வேறுபட்டிருப்பதால் டியூட்டிரியத்தை நேரடியாக ஹைடிரஜன் வாயுவிலிருந்து பெற முடியும். இலேசான ஹைட்ரஜன் ஒரு பகுதியில் போடப்பட்ட சிறுதுளையின் வழியே குறைந்த

அழுத்தத்தில் செல்லுமாறு செய்யும்போது இது டியூட்ரியத்தை விட அதிகமாகப் பரவுகிறது. அழுத்தத்தைக் குறைக்கும்போது இதன் பரவும் தன்மையும் அதிகமாகும்.

இவ் விரவுதல் முறை ஹெர்ட்ஸ் விரவுதல் அலகு எனப்படும். பல விரவுதல் கலன்களைக் கொண்ட அமைப்பில் நடைபெறுகின்றது. ஒவ்வொரு விரவுதல் அலகும் நுண்துளைகளையுடைய சவ்வினைப் பெற்றிருக்கும். மெர்குரி விரவுதல் பம்பின் மூலம் குறைந்த அழுத்தத்தை ஏற்படுத்தி விரவுதல் அலகில் இந்தக் கலவையைச் செலுத்தும் போது லேசான ஹைட்ரஜன் மிக வேகமாக விரவுகிறது. அதே சமயம் கன ஹைட்ரஜன் தாமதமாக விரவுகிறது. இம்முறை பலதடவை ஹைட்ரஜன் வலப்பக்கத்திலும் டியூட்ரியம் இடப்பக்கத்திலும் கிடைக்கும் வரை செய்யப்படுகின்றது. விரவுதல் கலன்களை அதிகமாக்கி இம்முறையின் பயன்பாட்டை அதிகமாக்கலாம்.

2. திரவ ஹைட்ரஜனை பின்னக் காய்ச்சி வடித்தல்

திரவ ஹைட்ரஜனை பின்னக் காய்ச்சி வடிக்கும் போது கடைசியில் எஞ்சியுள்ள திரவத்தில் உள்ள டியூட்ரியத்தை நீக்கலாம். ஏனெனில் டியூட்டிரியம் 23.5Kஇலும் ஹைட்ரஜன் குறைந்த வெப்பநிலையான 20.2 Kஇலும் கொதிக்கின்றன.

3. கனநீரை மின்னாற்பகுத்தல்

நீரில் 6000 பகுதிக்கு ஒரு பகுதி தான் கனநீர் இருப்பதால், சிறிது காரம் கலந்த நீரில் நிக்கல் மின்வாய்களைப் பயன்படுத்தி மின்னாற்பகுப்பு செய்து கனநீரின் செறிவு அதிகமாக்கப்படுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக இம்முறையில் 20 லிட்டர்கள் தண்ணீரிலிருந்து 1 மி.லி. கனநீர் கிடைக்கின்றது.

கனநீரை சோடியம், செஞ்சூடாக்கப்பட்ட அயர்ன் அல்லது டங்ஸ்டன் மூலம் சிதைத்தோ அல்லது சோடியம் கார்பனேட்டுடன் மின்னாற் பகுத்தோ டியூட்டிரியத்தைப் பெறலாம்.

$$2D_2O \xrightarrow[\text{டியூட்டிரியம்}]{\text{மின்னாற்பகுத்தல்}} 2D_2 + O_2$$

$$2D_2O + 2Na \longrightarrow \underset{\text{சோடியம் டியூட்ராக்சைடு}}{2\,NaOD} + D_2$$

கிடைத்த டியூட்டிரியத்தை விரவுதல் முறையில் மேலும் தூய்மைப்படுத்தலாம்.

இயற்பியல் பண்புகள்

ஹைட்ரஜனைப் போன்றே டியூட்டிரியமும் ஒரு நிறமற்ற, மணமற்ற, சுவையற்ற, நீரில் கரையாத வாயுவாகும். வெப்பம், மின்சாரம் ஆகியவற்றை அரிதில் கடத்தும்

கொதிநிலை, ஆவி அழுத்தம், பிரிகை ஆற்றல், உருகுதலின் உள்ளுறை வெப்பம் ஆகியவை டியூட்டிரியத்தைவிட புரோட்டியத்திற்கு குறைந்த மதிப்புடையனவாக உள்ளன.

வேதியியல் பண்புகள்

டியூட்டிரியத்தின் அதிக நிறை காரணமாக அது ஹைட்ஜைனை விட மெதுவாக வினைபுரிகிறது.

1. ஆக்சிஜனில் எரிதல் : ஹைட்ரஜன் போன்றே இது எரியக் கூடியது. ஆக்சிஜன் அல்லது காற்றில் எரிந்து கனநீர் எனப்படும் டியூட்டிரியம் ஆக்சைடை கொடுக்கிறது.

$$2\,D_2 + O_2 \longrightarrow 2D_2O$$

2. ஹாலஜன்களுடன் வினை : ஹைட்ரஜன் போன்றே இது தகுந்த சூழ்நிலையில் ஹாலஜன்களுடன் கூடிய டியூட்டிரைடுகளை உண்டு பண்ணும்.

$$D_2 + Cl_2 \xrightarrow{\text{ஒளியில்}} 2\,DCl$$

$$D_2 + F_2 \xrightarrow{\text{இருளில்}} \underset{\text{டியூட்டிரியம் ஃப்ளூரைடு}}{D_2\,F_2}$$

3. நைட்ரஜனுடன் வினை : ஹைட்ரஜன் போன்றே வினையூக்கியின் முன்னிலையில் நைட்ரஜனுடன் கூடி நைட்ரஜன் டியூட்டிரைடு உண்டாக்குகிறது. இது கன அம்மோனியா அல்லது டியூட்டிரோ அம்மோனியா எனவும் அழைக்கப்படுகிறது.

$$3D_2 + N_2 \longrightarrow 2ND_3$$

4. உலோகங்களுடன் வினை : ஹைட்ரஜன் போன்றே இது உயர் வெப்பநிலையில் (633 K) கார உலோகங்களுடன் சேர்ந்து டியூட்டிரைடுகளை உண்டாக்கிறது.

$$2\,Na + D_2 \longrightarrow 2\,NaD$$

$$NaD + H_2O \longrightarrow NaOH + HD$$

5. சேர்க்கை வினை : ஹைட்ரஜன் போன்றே நிறைவுறா சேர்மங்களுடன் சேர்ந்து சேர்க்கை வினையில் ஈடுபடுகிறது. எடுத்தக்காட்டாக டியூட்டிரியம், எத்திலீன் கலந்த கலவையை வெப்பப்படுத்திய நிக்கல் மீது செலுத்தினால் ஈத்தேன் போன்று நிறைவுற்ற சேர்மமான எத்திலீன் டியூட்ரைடு கிடைக்கிறது.

$$C_2H_4 + D_2 \xrightarrow[535\,K]{Ni} CH_2D\text{-}CH_2D$$

6. பதிலீட்டு வினைகள் : டியூட்டிரியம் அணு ஹைடிரஜனுக்குப் பதிலாக பதிலீடு செய்யப்படுகிறது. NH_3, H_2O மற்றும் CH_4 ஆகியவற்றில் உயப் வெப்பநிலையில் டியூட்டிரியம் பகுதியளவு அல்லது முழுவதுமாக மெதுவாக பதிலீடு செய்கிறது.

$$H_2 + D_2 \rightleftharpoons 2\,HD$$

$$2NH_3 + 3D_2 \rightleftharpoons 2ND_3 + 3H_2$$

$$H_2O + D_2 \rightleftharpoons D_2O + H_2$$

$$CH_4 + 2D_2 \rightleftharpoons CD_4 + 2H_2$$

$$C_2H_6 + 3D_2 \rightleftharpoons C_2D_6 + 3H_2$$

டியூட்டிரியத்தின் பயன்கள்

1. வேதிவினைகளின் வழிமுறைகளை அறியும் சுவடறிவானாகப் பயன்படுகிறது.
2. செயற்கை கதிரியக்கத்தை ஏற்படுத்த அதிவேக டியூட்டிரான்கள் பயன்படுகின்றன.
3. கனநீர் எனப்படும் இதன் ஆக்சைடு (D_2O) அணுக்கரு உலைகளில் நியூட்ரான் வேகத்தைக் குறைக்க மட்டுப்படுத்தியாக பயன்படுகிறது.

டிரிட்டியம் தயாரித்தல்

(i) லித்தியத்தை மெதுவாகச் செல்லும் நியூட்ரான்களைக் கொண்டு தாக்குவதால், ${}_1T^3$ கிடைக்கிறது.

$${}_3Li^6 + {}_0n^1 \longrightarrow {}_1T^3 + {}_2He^4$$

(ii) Be உட்கருவை ${}_1D^2$ துகள் கொண்டு தாக்கினால் ${}_1T^3$ கிடைக்கிறது.

$${}_4Be^9 + {}_1D^2 \longrightarrow {}_1T^3 + {}_4Be^8$$

$${}_4Be^9 + {}_1D^2 \longrightarrow {}_1T^3 + 2\,{}_2He^4$$

பண்புகள் : இது 12.4 ஆண்டுகள் அரை ஆயுட்காலம் கொண்ட கதிரியக்கத் தன்மை உடைய தனிமம். இது β கதிர்களை உமிழ்ந்து ஹீலியம்–3 ஆக சிதைகிறது.

$${}_1T^3 \longrightarrow {}_2He^3 + {}_{-1}e^o$$

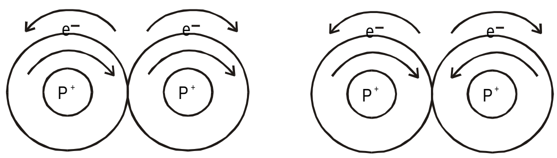
பயன்கள்

(i) பல வேதிவினைகளில் செயற்கைக் கதிரியக்க சுவடறிவானாகப் பயன்படுகிறது.

(ii) அணுக்கரு பிணைப்பு வினைகளில் டிரிட்டியம் பயன்படுகிறது.

5.1 ஆர்தோ மற்றும் பாரா ஹைட்ரஜன்

ஹைட்ரஜனின் உட்கரு ஓர் அச்சில் பம்பரத்தைப் போல் சுழல்கிறது. இரு ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் சேர்ந்து மூலக்கூறு ஹைட்ரஜன் உருவாகும் போது அணுக்கருக்களின் சுழற்சியைப் பொறுத்து கீழ்க்கண்ட இருவகை ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறுகள் அறியப்பட்டுள்ளன. ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறில் உள்ள இரு ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் புரோட்டான்களும் ஒரே திசையில் சுழன்றால் அம்மூலக்கூறு ஆர்த்தோ ஹைட்ரஜன் எனப்படும். இரு ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் புரோட்டான்களும் எதிரெதிர் திசையில் சுழன்றால் அது பாரா ஹைட்ரஜன் எனப்படும்.



ஆர்த்தோ ஹைட்ரஜன்   பாரா ஹைட்ரஜன்

ஆய்வக வெப்பநிலையில் சாதாரண ஹைட்ரஜனில் 75% ஆர்த்தோ வகையும் 25% பாரா வகையும் உள்ளன. வெப்பநிலை குறையும்போது பாரா ஹைட்ரஜனின் அளவு அதிகரிக்கிறது. 25 K வெப்பநிலையில் 99% பாரா வகையும் 1% ஆர்த்தோ ஹைட்ரஜன் வகையும் உள்ளன. இவ்விரண்டு வகை ஹைட்ரஜனின் அளவுகளின் விகித மாற்றம் பிளாட்டினம், அணு ஹைட்ரஜன் போன்ற வினைவேக மாற்றி முன்னிலையிலும் மின் பாய்ச்சலினாலும் நிகழ்கிறது.

குவார்ட்ஸ் கலனில் வைக்கப்பட்ட ஊக்கமூட்டப்பட்ட கரி 20K வெப்பநிலையில் பாரா ஹைட்ரஜனை முற்றிலும் உறிஞ்சிக் கொள்கிறது. இம்முறையில் இவ்வகை ஹைட்ரஜனை தனித்துப் பிரிக்கலாம்.

பாரா ஹைட்ரஜனை ஆர்தோ ஹைட்ரஜனாக மாற்றுதல்

ஆர்த்தோ ஹைட்ரஜன் பாரா ஹைட்ரஜனை விட நிலையானது. பாரா ஹைட்ரஜன் ஆர்த்தோ ஹைட்ரஜனாக கீழ்க்கண்ட நிபந்தனைகளினால் மாற்றம் அடைகிறது.

(i) பிளாட்டினம், அயர்ன் போன்ற வினைவேக மாற்றிகளுடன் சேர்க்கும்போது

(ii) மின் பாய்ச்சலை உட்செலுத்தும்போது

(iii) $800^{o}C$ அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட வெப்பநிலைக்கு சூடேற்றும் போது

(iv) O_2, NO, NO_2 போன்ற பாரா காந்தத் தன்மையுள்ள மூலக்கூறுகளுடன் சேர்க்கும் போது

(v) பிறவிநிலை ஹைட்ரஜன் அல்லது அணுநிலை ஹைட்ரஜனோடு சேர்க்கும்போது

பண்புகள்

ஆர்த்தோ மற்றும் பாரா ஹைட்ரஜன் வேதிப் பண்புகளில் ஒத்து காணப்படுகின்றன. ஆனால் இயற்பியல் பண்புகளில் வேறுபடுகின்றன.

(i) பாரா ஹைட்ரஜனின் உருகுநிலை 13.83K சாதாரண ஹைட்ரஜனின் உருகுநிலை 13.95K.

(ii) பாரா ஹைட்ரஜனின் கொதிநிலை 20.26K. சாதாரண ஹைட்ரஜனின் கொதிநிலை 20.39K.

(iii) நீர்ம பாரா ஹைட்ரஜனின் ஆவி அழுத்தம் நீர்ம சாதாரண ஹைட்ரஜனின் ஆவி அழுத்தத்தை விட அதிகம்.

(iv) பாரா ஹைட்ரஜனின் காந்த திருப்புத் திறன் பூஜ்ஜியம் ஆகும். அணுக்கரு சுழற்சி ஈடு செய்யப்படுவதே இதற்குக் காரணம் ஆகும். ஆனால், ஆர்த்தோ வகையின் காந்த திருப்புத் திறனோ ஒரு புரோட்டானின் காந்தப் பண்பைப் போல் இரண்டு மடங்கு ஆகும்.

(v) பாரா ஹைட்ரஜனின் மூலக்கூறு உள் ஆற்றல், ஆர்த்தோ ஹைட்ரஜனின் உள் ஆற்றலைவிடக் குறைவு.

5.2 கனநீர்

இது டியூட்டிரியம் ஆக்சைடு எனவும் அழைக்கப்படுகிறது. கன ஹைட்ரஜனின் (டியூட்டிரியம்) ஆக்சைடு கனநீராகும். கனநீர் 1932 ஆம் ஆண்டு யூரே என்பவரால் கண்டுபிடிக்கப்பட்டது. சோதனையின் மூலம் சாதாரண நீரில் (H_2O) மிகச் சிறிதளவு கனநீர் D_2O (6000 பகுதிகளில் 1 பகுதி) இருப்பதைக் காட்டினார்.

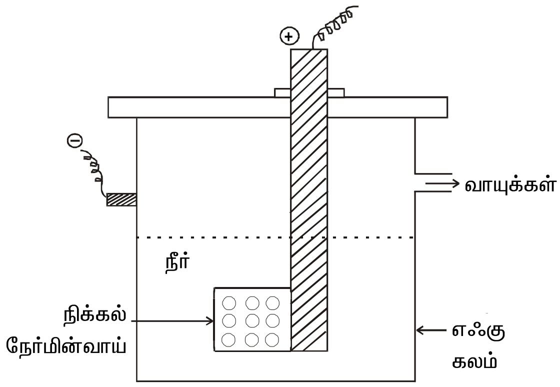
தயாரித்தல்

கனநீர் சாதாரண நீரிலிருந்து பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. எனவே, சாதாரண நீரே அதன் முக்கிய மூலமாகும். பொதுவாக தொடர்ச்சியாக மின்னாற் பகுப்பு செய்து அது தயாரிக்கப்படுகிறது.

தத்துவம்

காரம் கலந்த நீரைத் தொடர்ந்து மின்னாற் பகுப்பு செய்தோ அல்லது பின்னக்காய்ச்சி வடித்தோ கனநீர் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. 1933 இல் டெய்லர் எர்ரிங்,

ஃப்ரோஸ்ட் கரைசல் மற்றும் நிக்கல் மின்வாய்கள் உதவியால் ஏழு படிகளில் நீரை மின்னாற்பகுப்பு செய்யும் முறைகளைப் புகுத்தினர்.



இந்த கலம் 18 அங்குல நீளமும், 4 அங்குல விட்டமும் கொண்ட எஃகினால் செய்யப்பட்டது. இக்கலமே எதிர்மின் வாயாக செயல்படுகின்றது. நேர்மின்வாயாக அதிக துளைபோடப்பட்ட உருளை வடிவ நிக்கல் தகடு செயல்படுகின்றது. இதுபோன்ற பல கலங்கள் நீரை மின்னாற் பகுத்தலில் பலபடிகளில் பயன்படுகின்றன. ஒவ்வொரு படியிலும் கிடைக்கும் வாயுக்கள் தனித்தனியாக எரிக்கப்பட்டு உண்டாகும் நீர் மீண்டும் பழைய கலத்திற்கே அனுப்பப்படுகின்றன. கனநீர் மீதியுள்ள பொருளிலிருந்து படிப்படியாக அடர்ப்பிக்கப்படுகிறது. இம்முறை ஐந்து படிகளை உடையது.

சாதாரண நீரிலிருந்து பகுதியளவு கனநீர் பிரிக்க பின்னக் காய்ச்சி வடித்தல் முறை பயன்படுகிறது. இம்முறையில் புரோட்டியம் ஆக்சைடு (H_2O) மற்றும் டியூட்டிரியம் ஆக்சைடு (D_2O) ஆகியவைகளின் சிறிய அளவு கொதிநிலை வேறுபாடு பயன்படுகின்றது.

நீரையும் கனநீரையும் ஒப்பிடுதல்

பண்பு	H_2O	D_2O
20^{o}C யில் அடர்த்தி	0.998	1.017
உறைநிலை	0^{o}C	3.82^{o}C
கொதிநிலை	100^{o}C	101.42^{o}C
உயர்ந்தபட்ச அடர்த்தி	1.000 (4^{o}C)	1.1073 (11.6^{o}C)
20^{o}Cயில் சுயவெப்பம்	1.00	1.01
20^{o}Cயில் பரப்புக் கவர்ச்சி	72.8 டைன்கள்/செ.மீ.	67.8 டைன்கள்/செ.மீ.
மின் அழுத்தத் தாங்கு பொருள் நிலையெண்	82.0	80.5
20^{o}Cயில் பாகுப் பண்பு	10.09 மில்லி பாய்சஸ்	12.6 மில்லி பாய்சஸ்

கனநீரிலும், சாதாரண நீரிலும் பொருள்களின் கரையும் தன்மை வேறுபடுகின்றது. சாதாரண நீரைவிட கனநீரில் 15% குறைவாக சோடியம் குளோரைடு கரைகிறது.

இயற்பியல் பண்புகள்

கனநீர் நிறமற்ற, மணமற்ற, சுவையற்ற நகர்ந்து செல்லும் நீர்மமாகும். கனநீரின் அதிகப் பாகுப் பண்பே NaCl போன்ற அயனிச் சேர்மங்களின் குறைந்த கரையும் தன்மைக்கும், அயனிகள் சிறிதளவே நகர்ந்து செல்வதற்கும் காரணமாகவுள்ளது.

வேதியியல் பண்புகள்

H_2O மற்றும் D_2O இடையே உள்ள வேதியியல் பண்பு வேறுபாடு மிகச் சிறிய அளவேயாகும். இருப்பினும் D_2Oவில் வினையின் வேகம் சிறிது குறைவாகும்.

கனநீரின் முக்கிய வினைகள்

1. உலோகங்களுடன் :

D_2O கார மற்றும் காரமண் உலோகங்களுடன் மிக மெதுவாக வினைப்பட்டு கன ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றுகிறது.

$2 Na + 2 D_2O \longrightarrow 2 NaOD + D_2$ சோடியம் டியூட்டிராக்சைடு

$Ca + 2 D_2O \longrightarrow Ca(OD)_2 + D_2$ கால்சியம் டியூட்டிராக்சைடு

2. உலோக ஆக்சைடுகளுடன் :

சோடியம், கால்சியம் போன்ற உலோக ஆக்சைடுகள் D_2Oஇல் கரைந்து வலிமை மிக்க காரங்களை உண்டு பண்ணுகின்றன.

$Na_2O + D_2O \rightarrow 2 NaOD$ $\qquad$ $CaO + D_2O \rightarrow Ca(OD)_2$

3. அமில நீரிலியுடன் :

அமில நீரிலிகளுடன் வினைபுரிந்து கன ஹைட்ரஜனை உடைய ஒத்த அமிலங்களை D_2O உண்டு பண்ணுகிறது.

$SO_3 + D_2O \rightarrow D_2SO_4$ டியூட்டிரோசல்பூரிக் அமிலம்.

$P_2O_5 + 3D_2O \rightarrow 2D_3PO_4$ டியூட்டிரோ பாஸ்பாரிக் அமிலம்

4. உலோக கார்பைடுகளுடன் :

உலோக கார்பைடுகளுடன் D_2O வினைபுரிந்து டியூட்டிரோ ஹைட்ரோ கார்பன்களை உண்டுபண்ணும்.

$$Al_4C_3 + 2D_2O \longrightarrow 4\ Al\ (OD)_3 + 3C_2D_2$$

$$CaC_2 + 2D_2O \longrightarrow Ca(OD)_2 + C_2D_2$$ டியூட்டிரோ அசிட்டிலின்

5. P_2O_5 வுடன் :

P_2O_5 கரைந்த கனநீரை மின்னாற் பகுக்கும் போது டியூட்டிரியமாகவும், ஆக்சிஜனாகவும் சிதைவுற்று, முறையே எதிர்மின்வாயிலும் நேர் மின்வாயிலும் விடுவிக்கப்படுகிறது.

$$2D_2O \longrightarrow 2D_2 + O_2$$

6. உப்புக்கள் மற்றும் பிற சேர்மங்களோடு :

உப்புக்கள் மற்றும் பிற சேர்மங்களோடு வினைபுரிந்து டியூட்டிரேட்டுகளை உண்டு பண்ணுகின்றது.

$$CuSO_4.\ 5\ D_2O,\ Na_2\ SO_4.\ 10D_2O,\ NiCl_2.6D_2O$$

7. பதிலீயிட்ட வினைகள் :

ஹைட்ரஜனைக் கொண்டுள்ள சேர்மங்களை D_2O உடன் வினைப்படுத்தும்போது ஹைடிரஜனுக்குப் பதிலாக டியூட்டிரியம் பதிலீடு செய்யப்படுகிறது.

$$NaOH + D_2O \longrightarrow NaOD + HOD$$

$$NH_4\ Cl + 4D_2O \longrightarrow ND_4\ Cl + 4HOD$$

உயிர் மூலக்கூறுப் பண்புகள்

பொதுவாக கனநீர் தாவரங்கள், விலங்குகள் போன்ற உயிரிகளின் வளர்ச்சியை தடை செய்கிறது. கனநீரில் புகையிலை விதைகள் முளைப்பதில்லை. சிறு மீன்கள், தலைப்பிரட்டை மற்றும் எலிகள் தூய கனநீரை உட்கொண்டால் இறந்து விடுகின்றன. ஆனால் ஒரு சில உயிரினங்கள் கனநீரில் நன்றாக வளர்ச்சி அடையவும் செய்கின்றன.

5.3 ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு

ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு L.J. தெனார்டு என்பவரால் 1813 இல் முதன்முதலாகத் தயாரிக்கப்பட்டது. இவர் நீர்த்த அமிலத்தை பேரியம் பெராக்சைடில் வினைப்படுத்தி தயாரித்தார். வாயு மண்டலத்திலும் ஒரு சில தாவரங்களிலும் H_2O_2 மிகச் சிறிதளவு காணப்படுகிறது.

ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு – ஆய்வகத் தயாரிப்பு

1. நீர்த்த கந்தக அமிலத்தை சோடியம் பெராக்சைடு மீது வினைப்படுத்துவதன்

மூலம் கணக்கிடப்பட்ட அளவு Na_2O_2 20% பனிக்கட்டி கலந்த கந்தக அமிலத்தில் சேர்க்கப்படுகிறது.

$$Na_2O_2 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O_2$$

இம்முறையில் 30% H_2O_2 கரைசல் கிடைக்கிறது.

2. BaO_2 ஐ அமிலத்துடன் வினைபுரியச் செய்து தூய H_2O_2 பெறப்படுகின்றது.

$$BaO_2 + H_2 SO_4 \longrightarrow Ba SO_4 + H_2O_2$$

$$3BaO_2 + 2H_3 PO_4 \longrightarrow Ba_3 (PO_4)_2 + 3H_2O_2$$

3. 50% கந்தக அமிலத்தை மின்னாற் பகுப்பு செய்து பின் வெற்றிடத்தில் காய்ச்சி வடிப்பதன் மூலம் H_2O_2 பெருமளவில் தயாரிக்கப்படுகிறது. காய்ச்சி வடித்த நீர்மத்தில் 30% கரைசல் தூய H_2O_2 ஆகும்.

வினைகள்

$$H_2SO_4 \rightleftharpoons H^+ + HSO_4^-$$

$$2HSO_4^- \rightleftharpoons H_2S_2O_8 + 2e^- \text{ (நேர்மின் வாயில்)}$$

$$H_2S_2O_8 + H_2O \rightleftharpoons H_2SO_4 + H_2SO_5$$

$$H_2SO_5 + H_2O \rightleftharpoons H_2SO_4 + H_2O_2$$

$$2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2 \text{ (எதிர்மின் வாயில்)}$$

ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு கரைசலை அடர்ப்பித்தல்

இதிலுள்ள மாசுக்களான கரிமப் பொருட்களும், உலோக அயனிகளும் அது வெடித்துச் சிதைவுறுவதை தூண்டலாம்.

(i) எனவே மேற்கூறிய முறையில் நீர்த் தொட்டியில் வைக்கப்பட்ட கரைசல் கவனமாக குறைந்த அழுத்தத்தில் பிரிப்புக் கலன்களைப் பயன்படுத்தி ஆவியாக்கப்படுகிறது.

(ii) குறைந்த அழுத்தத்தில் 330 Kக்கும் குறைவான வெப்பநிலையில் காய்ச்சப்பட்ட கரைசலில் 90% கரைசல் கிடைத்தபின், படிகமாக்கப்படுகிறது.

ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடின் வலிமை

ஒரு கன அளவு H_2O_2 STP நிலையில் வெப்பப்படுத்தும் பொழுது, எத்துனை

கனஅளவு ஆக்ஸிஜனைக் கொடுக்கும் என்ற கணக்கீடு மூலமாக ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடின் வலிமை விளக்கப்படுகிறது.

இயற்பியல் பண்புகள்

நீரற்ற நிலையில் ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு நிறமற்ற, மணமற்ற பாகு போன்ற நீர்மம். எல்லா விகிதத்திலும் நீர், ஆல்கஹால் மற்றும் ஈதரோடு கலக்கக் கூடியது.

வேதியியல் பண்புகள்

தூய H_2O_2 நிலையற்றது. அதை அப்படியே வைத்திருந்தாலோ அல்லது வெப்பப்படுத்தினாலோ சிதைந்து நீரையும் ஆக்சிஜனையும் கொடுக்கிறது.

$$2H_2O_2 \longrightarrow 2H_2O + O_2$$

ஆக்சிஜனேற்றப் பண்பு

ஒரு வலிமை மிகுந்த ஆக்சிஜனேற்றி, அது எலக்ட்ரான் ஏற்பியாக செயல்படுகிறது.

$$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \longrightarrow 2\,H_2O$$ (அமிலக் கரைசலில்)

$$HO_2^- + H_2O + 2e^- \longrightarrow 3OH^-$$ (காரக் கரைசலில்)

(i) லெட் சல்பைடுடன் வினைபுரிந்து லெட் சல்பேட்டாக ஆக்சிஜனேற்றம் செய்கிறது.

$$PbS + 4H_2O_2 \longrightarrow PbSO_4 + 4H_2O$$

(ii) இது பெரஸ் உப்புக்களை பெர்ரிக் உப்பாக ஆக்சிஜனேற்றம் செய்கிறது.

$$2Fe^{2+} + 2H^+ + H_2O_2 \longrightarrow 2\,Fe^{3+}\ 2H_2O$$

இதன் ஆக்சிஜனேற்றப் பண்பால் ஒரு சிறந்த வலிமை மிக்க வெளுப்பானாகவும் தீமையற்ற கிருமிநாசினி மற்றும் தொற்று நீக்கியாகவும் பயன்படுகிறது. மிருதுவான பொருள்களான பட்டு, கம்பளி, முடி ஆகியவை H_2O_2ஆல் வெளுக்கப்படுகிறது.

ஒடுக்கும் பண்புகள்

சில்வர் ஆக்ஸைடுடன் வினைபுரிந்து சில்வராக ஒடுக்குகிறது.

$$Ag_2O + H_2O_2 \longrightarrow 2\,Ag + H_2O + O_2$$

பயன்கள்

(i) இது பாக்டீரியாவை அழிப்பதால் புரை தடுப்பானாக, கிருமிநாசினியாக காயங்கள், காதுகள், பற்கள் இவற்றைக் கழுவிச் சுத்தம் பண்ணுவதில் பயன்படுகின்றது.

(ii) சில கரிமச் சேர்மங்களின் நிறத்தை அழிக்கிறது. முடி, கம்பளி, பட்டு, தந்தம், இறகு போன்ற மிருதுவான பொருட்களை வெளுக்கப் பயன்படுகிறது.

(iii)ஆக்சிஜனேற்றியாகப் பயன்படுகின்றது.

(iv)ராக்கெட்டுகளில் உந்து விசையை ஏற்படுத்த பயன்படுகிறது.

5.4 திரவ நிலையிலுள்ள ஹைட்ரஜன் எரிபொருள்

ஓர் அணுவின் அமைப்பிற்கு ஹைட்ரஜன் அணு ஒரு மாதிரி விளக்கப் பொருளாக உள்ளது. மற்ற பொருள்களைப் போன்றே ஹைட்ரஜனும் ஒரு பொருளாக சம முக்கியத்துவம் பெற்றுள்ளது. ஹைட்ரஜன் சாதாரணமாக H_2 மூலக்கூறுகளால் ஆன நிறமற்ற, மணமற்ற வாயுவாகும். வியாபார ரீதியாக பெருமளவு தயாரிக்கப்பட்ட ஹைட்ரஜனில் ஏறக்குறைய 40% அம்மோனியா தயாரிக்கவும், ஏறக்குறைய அதே அளவு பெட்ரோலியம் சுத்திகரித்தலிலும் பயன்படுகிறது. எதிர்காலத்தில் இதைவிட அதிக அளவில் ஹைட்ரஜன் ஓர் எரிபொருளாகப் பயன்படும்.

நீர்ம ஹைட்ரஜன், H_2 ஒரு சிறந்த ராக்கெட் எரிபொருளாகும். அதை எரிக்கும் போது மற்ற எரிபொருள்களை விட ஒரு கிராமிற்கு அதிக வெப்பத்தைத் தருகிறது. வாயு நிலையில் உள்ள ஹைட்ரஜன் இருபத்தொன்றாம் நூற்றாண்டில் சிறந்த எரிபொருளாகப் பயன்படுத்தப்படலாம். ஹைட்ரஜன் காற்றில் எரியும் பொழுது கிடைப்பது நீரேயாகும். எனவே படி எரிபொருள்களை (இயற்கை வாயு, பெட்ரோலியம் மற்றும் நிலக்கரி) விட ஹைட்ரஜனை எரிப்பதில் சிறந்த பலன் கிடைக்கிறது.

படிம எரிபொருள்களை எரிப்பதால் சுற்றுப்புறம் மாசடைகிறது. அவைகளால் நச்சுத் தன்மையுள்ள SO_2, CO_2 போன்ற வாயுக்கள் வெளிவிடப்படுகின்றன. இவைகள் அமிலமழை ஏற்பட மூல காரணமாக உள்ளன. வாயு மண்டலத்தில் கார்பன் டை ஆக்சைடு வெளிவிடுதலைக் கட்டுப்படுத்துவது ஒரு கடினமான சவாலாகும். இதைச் சமாளிக்க சிக்கனமாக ஹைட்ரஜனைப் பயன்படுத்தலேயாகும். ஹைட்ரஜனில் சிறந்த ஆற்றல் உள்ளது. எடுத்துக்காட்டாக வாகனங்களை ஹைட்ரஜனை எரித்து இயக்கலாம். தற்காலத்தில் ஹைட்ரஜன் சேமிப்புக் கலங்களைக் கொண்டு, அதற்கென தனிப்பட்ட முறையில் தயாரிக்கப்பட்ட பிஸ்டன் மற்றும் எந்திரங்களைக் கொண்ட காரை பயன்படுத்துகின்றனர். இதிலிருந்து ஹைட்ரஜனைக் கொண்டு காரை இயக்குவது சாத்தியமானது என்பது தெளிவாகின்றது.

ஹைட்ரஜன் ஒரு முதன்மை ஆற்றல் மூலம் அல்ல. ஆனால் அது சாதகமான, மாசுபடுத்தாத எரிபொருளாகும். ஆனால் அது பிற ஆற்றல் மூலங்களிலிருந்து பெறப்பட வேண்டும்.

1. நீராவியுடன் கார்பன் மோனாச்சைடைச் சேர்த்து அதிக வெப்பப்படுத்தி ஒரு வினையூக்கியின் முன்னிலையில் அழுத்தத்தைக் கொடுத்து தூய H_2 ஐயும்

CO_2 ஐயும் பெறலாம். காரநீர்க் கரைசலில் CO_2 ஐக் கரைத்து அது நீக்கப்படுகிறது.

$$CO + H_2O \xrightarrow{Ni} CO_2 + H_2$$

2. நீரை சிதைத்தும் நேரடியாக ஹைட்ரஜனைப் பெறலாம். எடுத்துக்காட்டாக சூரிய ஒளிமின் சேகரிப்பான் மூலம் கிடைக்கும் மின்சாரத்தை மின்பகுப்பால் நீரைச் சிதைக்கும் ஆற்றல் மூலமாக எடுத்துக் கொள்ளலாம். ஆராய்ச்சியாளர்கள் நீரை ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஆக்சிஜனாக நேரிடையாக மாற்ற சூரிய சக்தியைப் பயன்படுத்துகின்றனர்.

5.5 கார உலோகங்கள்

1. கார உலோகங்கள் பளபளப்பானவை, வெண்ணிறமானவை, மிருதுவானவை.
2. இவற்றைக் கத்தியாலும் வெட்ட இயலும்.
3. இவை வீரியம் மிகுந்த உலோகங்கள் ஆகும். இவை வீரியமுள்ள கார ஆக்சைடுகளையும், ஹைட்ராக்சைடுகளையும் தருகின்றன.
4. இத்தொகுதியின் இறுதியிலுள்ள பிரான்சியம் கதிரியக்கத் தனிமமாகும்.
5. கார உலோகங்கள் வீரியம் மிகுந்தவை. ஆதலால் அவை இயற்கையில் சேர்மங்களாக மட்டுமே காணப்படுகின்றன.
6. அனைத்து கார உலோகங்களும் $+1$ ஆக்சிஜனேற்ற நிலையைப் பெற்றுள்ளன. ஏனெனில் அவை வெளிக்கூட்டிலுள்ள ஒற்றை எலக்ட்ரானை எளிதாக இழக்கின்றன.
7. கார உலோகங்கள் புன்சன் சுடரில் குறிப்பிட்ட நிறத்தை அளிக்கின்றன. லித்தியம் அடர்சிவப்பு நிறத்தையும், சோடியம் மஞ்சள் நிறத்தையும், பொட்டாசியம் லிலாக் நிறத்தையும், ருபீடியம், சீசியம் ஆகியவை ஊதா நிறத்தையும் தருகின்றன. கார உலோக உப்பை புன்சன் சுடரில் சூடேற்றினால் உலோக அணுவின் வெளிக் கூட்டிலுள்ள ns^1 எலக்ட்ரான் ஆற்றலைப் பெற்று கிளர்வுற்று உயர் ஆற்றல் மட்டங்களுக்கு செல்கிறது. இவ்வாறு கிளர்வுற்ற எலக்ட்ரான் மீண்டும் ஆரம்ப ஆற்றல் மட்டத்திற்குத் திரும்பும் போது உறிஞ்சப்பட்ட ஆற்றல் கட்புலனாகும் பகுதியில் ஒளியாக வெளிவிடப்படுகிறது.

அட்டவணை 5.2 கார உலோகங்களின் எலக்ட்ரான் ஒழுங்கமைப்பு

தனிமம்	குறியீடு	அணு எண்	எலக்ட்ரான் ஒழுங்கமைப்பு
லித்தியம்	Li	3	ஹீலியம் $2s^1$
சோடியம்	Na	11	நியான் $3s^1$
பொட்டாசியம்	K	19	ஆர்கான் $4s^1$
ருபீடியம்	Rb	37	கிரிப்டான் $5s^1$
சீசியம்	Cs	55	செனான் $6s^1$
ஃபிரான்சியம்	Fr	87	ரேடான் $7s^1$

இயற்பியல் பண்புகளின் படிப்படியான மாற்றம்

1. அடர்த்தி : பொதுவாக இத்தனிமங்கள் படிகக் கூட்டில் அணுக்களின் அமைப்பைப் பொறுத்து குறைவான அடர்த்தியைப் பெற்றுள்ளன. லித்தியம் அணுவின் நிறை குறைவாக இருப்பதால் குறைந்த அடர்த்தியைப் பெற்றுள்ளது. இத்தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாகச் செல்லும் போது அடர்த்தி அதிகரிக்கிறது. இதற்குக் காரணம் அணு எண் அதிகரிக்கும் போது அணு நிறையும் அதிகரிப்பதேயாகும். எனினும் K, சோடியத்தை விட இலேசானது. பொட்டாசியம் அணுவின் உருவளவு இயல்பை விட பெரியதாக இருப்பதே இதற்குக் காரணமாகும்.

2. அணு பருமன் : இத்தொகுதியில் Li- இலிருந்து Cs க்குக் கீழ்நோக்கிச் செல்லும்போது அணு பருமன் அதிகரிக்கிறது. இதே காரணத்தால் அணு ஆரமும், அயனி ஆரமும் படிப்படியாக உயருகின்றன.

3. உருகுநிலையும், கொதிநிலையும்

எல்லா கார உலோகங்களும் திண்மநிலையில் வலுக்குறைந்த பிணைப்பைப் பெற்றிருப்பதால் குறைவான உருகுநிலையும், கொதிநிலையும் பெற்றுள்ளன. வலுக்குறைந்த பிணைப்பிற்குக் காரணம் இணைதிறன் எலக்ட்ரான் ஒன்று இருப்பதும் அவைகளின் அணுஆரம் பெரியதாக இருப்பதும் ஆகும். அணுவின் உருவளவு அதிகரிக்கும்போது பிணைப்பு ஏற்படுத்தாத எலக்ட்ரான்களின் விலக்கு விசையும் அதிகரிப்பதால் இத்தொகுதியில் லித்தியத்திலிருந்து Cs வரை, மேலிருந்து கீழாகச் செல்லும் போது கொதிநிலை மற்றும் உருகுநிலை குறைந்து கொண்டே போகிறது.

4. அயனியாக்கும் ஆற்றல் : கார உலோகங்களின் அயனியாக்கும் ஆற்றல் மற்றவைகளை விடக் குறைவு. இது லித்தியத்திலிருந்து சீசியத்திற்கு செல்லும்

போது குறைந்து கொண்டே போகிறது.

$$M_{(g)} \longrightarrow M^{+}_{(g)} + 1e^{-}$$

இத்தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக அணு ஆரம் அதிகரித்துக் கொண்டே செல்வதால் உட்கருவிற்கும் வெளிக்கூட்டு எலக்ட்ரான்களுக்கும் இடையே உள்ள தூரமும் அதிகரித்துக் கொண்டே செல்கிறது. ஆகையால் அயனியாக்கும் ஆற்றலும் குறைந்து கொண்டே செல்கிறது.

கார உலோகங்களின் இரண்டாம் அயனியாக்கும் ஆற்றல் மிகவும் அதிகம். ஏனெனில் அது மந்தவாயுவின் எலக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெற்றிருப்பதால் இரண்டாம் எலக்ட்ரானை நீக்குவது மிகவும் கடினமாகும்.

5. எலக்ட்ரான் நேர்மின் தன்மை : கார உலோகங்கள் குறைந்த அயனியாக்கும் ஆற்றலைப் பெற்றிருப்பதால் அவை எளிதாக ஒரு எலக்ட்ரானை இழந்து ஒற்றை நேர்மின் அயனியைத் தோற்றுவிக்கின்றன.

$$M \longrightarrow M^{+} + 1e^{-}$$

எனவே அவை வலிமை மிகுந்த நேர்மின் தன்மை உடையவை. நேர்மின் தன்மை தொகுதியின் கீழே செல்லச் செல்ல அதிகரிக்கிறது. கார உலோகங்களை ஒளியின் பாதையில் வைத்து, ஒளியூட்டப் பெற்றால் எலக்ட்ரானை வெளித் தள்ளும் அளவிற்கு அதிக நேர்மின்சுமை உடையவை. இவ்விளைவு ஒளிமின் விளைவு எனப்படும்.

6. ஆக்சிஜனேற்ற நிலை : அனைத்து கார உலோகங்களும் வெளிக்கூட்டில் இணைதிறன் எலக்ட்ரான் ஒன்று உள்ளது. இணைதிறன் கூட்டிற்கு அடுத்த உள்கூடு முழுதும் நிரம்பி உள்ளதால் இவை ஓர் எலக்ட்ரானை இழந்து அருகாமையிலுள்ள மந்தவாயுக்களின் அமைப்பைப் பெறுகின்றன. எனவே அவை ஒற்றை இணைதிறனுள்ள தனிமங்கள், அவைகளின் ஆக்சிஜனேற்ற நிலை $+1$

7. ஒடுக்கும் பண்புகள் : கார உலோகங்கள் குறைந்த அயனியாக்கும் ஆற்றலைப் பெற்றிருப்பதால் ஒரு இணைதிறன் எலக்ட்ரானை இழந்து ஒடுக்கவினைகளைத் தருகின்றன. எனவே இவை சிறந்த ஒடுக்கிகளாகச் செயல்படுகின்றன.

5.6 லித்தியமும், சோடியமும் பிரித்தெடுத்தல்

லித்தியம் பிரித்தெடுத்தல் : லித்தியம் குளோரைடை மின்னாற் பகுத்தல்.

ஒரு தடித்த பீங்கானால் செய்யப்பட்ட புடக் குகையில் கரியை நேர்மின்வாயாகவும் இரும்புக் கம்பியை எதிர் மின்வாயாகவும் கொண்டு ஈரமில்லாத லித்தியம் குளோரைடை மின்னாற்பகுப்பு செய்து லித்தியம் பெறப்படுகின்றது. பெருமளவில் இந்த உலோகத்தைப்

பெற லித்தியம், பொட்டாசியம் குளோரைடு சம அளவு கலந்த உருகிய நிலையிலுள்ள கலவை எடுத்துக் கொள்ளப்படுகின்றது. ஏனெனில், இக்கலவை குறைந்த வெப்ப நிலையிலேயே 720 K உருகக் கூடியது.

பிரிடின் அல்லது அசிட்டோனில் உள்ள அடர் லித்தியம் குளோரைடு கரைசலை மின்னாற் பகுப்பு செய்தும் லித்தியம் பெறப்படுகின்றது.

லித்தியத்தின் பண்புகள்

இயற்பியல் பண்புகள்

லித்தியம், வெள்ளி போன்ற வெண்மை நிறமுடைய உலோகம். திண்மத் தனிமங்களிலேயே இது மிகவும் இலேசானது. இதன் ஆவி சுடரில் காலமின் சிவப்பு நிறத்தைக் கொடுக்கும். இது சிறந்த வெப்பம், மின்கடத்தியாகும். இது பல உலோகங்களுடன் சேர்ந்து உலோகக் கலவையும், ரசக் கலவையும் உண்டுபண்ணும்.

வேதியியல் பண்புகள்

1. காற்றுடன் : லித்தியம் உலர்ந்த காற்றால் பாதிக்கப்படுவதில்லை. ஆனால் ஈரமுள்ள காற்றில் உடனடியாக ஆக்சிஜனேற்றம் அடைகிறது. காற்றில் 450 Kக்கும் அதிகமாக வெப்பப்படுத்தும்போது அது எரிந்து லித்தியம் மோனாக்சைடையும், லித்தியம் நைட்ரைடையும் தருகிறது.

$$4\,Li + O_2 \longrightarrow 2\,Li_2O$$

$$6\,Li + N_2 \longrightarrow 2\,Li_3N$$

2. இது குளிர்ந்த நீரை சிதைத்து லித்தியம் ஹைட்ராக்சைடையும், ஹைட்ரஜனையும் தருகின்றது.

$$2\,Li + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,LiOH + H_2$$

3. லித்தியம் வீரியமிக்க நேர்மின்தன்மை உள்ள உலோகம். இது அமிலங்களோடு வினைபுரிந்து, ஹைட்ரஜனை இடப்பெயர்ச்சி செய்து அதனை ஒத்த லித்தியம் உப்புகளை தருகின்றது. நீர்த்த மற்றும் அடர் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம், நீர்த்த கந்தக அமிலம் ஆகியவை உடனடியாக வினைபுரிகின்றன. அடர் கந்தக அமிலம் இதனுடன் மெதுவாக வினைபுரிகின்றது. நைட்ரிக் அமிலத்துடன் இதன் வினை மிகவும் வீரியமிக்கது. இந்த அமிலத்தில் உருகி, தீப்பற்றி எரிகிறது.

பயன்கள்

1. உலோகக் கலவை பெருமளவில் தயாரிக்க

2. காப்பர், நிக்கல் தூய்மைப்படுத்தலில் ஆக்சிஜன் நீக்கியாக.

3. லித்தியம் சிட்ரேட், சாலிசிலேட் ஆகியவை நோய்களை குணப்படுத்த.

4. $LiAlH_4$ ஒடுக்கியாக

5. லித்தியம் சேர்மங்கள், கண்ணாடி, மட்பாண்டங்கள் தயாரித்தலிலும் பயன்படுகின்றன.

சோடியம் பிரித்தெடுத்தல்

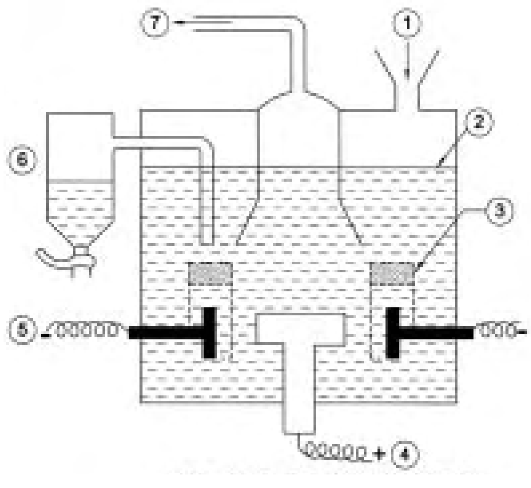
டௌன் முறை

உருகிய சோடியம் குளோரைடை மின்னாற் பகுப்பு செய்து சோடியம் பெருமளவில் தயாரிக்கப்படுகிறது.

டௌன் மின்னாற்பகுப்பு கலம் அயர்ன் பெட்டி போன்ற அமைப்புடையது. இதன் அடிப்பாகத்தில் வட்ட வடிவ கார்பனால் ஆன நேர்மின் வாய் உள்ளது. நேர்மின் வாயைச் சுற்றி வளையம் போன்ற இரும்பு எதிர்மின் வாய் உள்ளது. இது கம்பி வலையால் சூழப்பட்டுள்ளது. இவ்வலை இரு மின் வாய்களையும் பிரிக்கும் தடுப்புச் சுவர் போன்றுள்ளது.

மின்னாற்பகுக்கும் போது குளோரின் நேர்மின்வாயில் விடுபட்டு உயரத்தில் உள்ள ஒரு குழாய் மூலம் வெளியேறுகிறது. எதிர்மின் வாயில் சோடியம் விடுபட்டு கம்பி வலைக்குள் தங்குகிறது. உருகிய சோடியத்தின் அளவு அதிகரிக்கும் போது அது வழிந்து ஒரு கொள்கலத்தில் விழுகிறது.

$$2\,NaCl \longrightarrow 2Na + Cl_2$$



1. NaCl 2. உருகிய NaCl 3. கம்பி வலைக்கூடு 4. கிராபைட் எதிர்மின்வாய்
5. இரும்பு நேர்மின்வாய் 6. சோடியம் 7. குளோரின்

இயற்பியல் பண்புகள்

1. இது புதிதாக வெட்டப்படும் போது வெள்ளி போன்ற வெண்ணிறமானது. ஆனால் உடனடியாக காற்றில் மங்கி விடுகிறது.
2. இது மிருதுவான உலோகம்.
3. இது மின்சாரத்தை நன்கு கடத்தக் கூடியது.
4. இது திரவ அம்மோனியாவில் கரைந்து அடர்ந்த ஊதாக் கரைசலைக் கொடுக்கிறது.

வேதியியல் பண்புகள்

1. காற்றில் வினை : இது ஈரக் காற்றில் அதன் பளபளப்பை இழந்து சோடியம் ஆக்சைடு, ஹைட்ராக்சைடு மற்றும் கார்பனேட்டுகளை அதன் மேற்பரப்பின் மீது உண்டாக்குகிறது.

$$4Na + O_2 \longrightarrow 2\,Na_2O \xrightarrow{2H_2O}$$

$$4NaOH \xrightarrow{2CO_2} Na_2CO_3 + 2H_2O$$

காற்றில் வெப்பப்படுத்தும் போது தீவிரமாக எரிந்து மோனாக்சைடையும், பெராக்சைடையும் உண்டுபண்ணுகிறது.

$$4\,Na + O_2 \longrightarrow 2Na_2O$$

$$2\,Na + O_2 \longrightarrow Na_2O_2$$

2. நீருடன் வினை : இது நீரைக் தீவிரமாக சிதைத்து சோடியம் ஹைட்ராக்சைடை உண்டு பண்ணி ஹைட்ரஜனை வெளிவிடுகிறது.

$$2\,Na + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,NaOH + H_2$$

3. அம்மோனியாவுடன் வினை : சோடியம், அம்மோனியாவுடன் சோடாமைடை உண்டு பண்ணி ஹைட்ரஜனை வெளிவிடுகின்றது.

$$2\,Na + 2NH_3 \xrightarrow{570\text{–}6670K} 2\,Na\,NH_2 + H_2$$

திரவ அம்மோனியாவில் கரைந்த சோடியம் கரிம வேதியியலில் ஒடுக்கியாகப் பயன்படுகிறது.

4. அமிலத்துடன் வினை : இது அமிலத்திலிருந்து ஹைட்ரஜனை இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது.

$$2\ HCl + 2\ Na \longrightarrow 2\ NaCl + H_2$$

5. ஒடுக்கும் பண்பு : இதை நிறைய சேர்மங்களுடன் காற்றில்லா சூழ்நிலையில் வெப்பப்படுத்தும்போது அவைகளை ஒடுக்குகிறது.

$$Al_2O_3 + 6\ Na \longrightarrow 2\ Al + 3\ Na_2O$$

$$SiO_2 + 4Na \longrightarrow Si + 2\ Na_2O$$

சூடுபடுத்தும்போது கார்பன் டை ஆக்சைடை ஒடுக்கி கார்பனையும், சோடியம் கார்பனேட்டையும் உருவாக்குகிறது.

$$4\ Na + 3\ CO_2 \longrightarrow 2\ Na_2CO_3 + C$$

6. மெர்க்குரியுடன் : மெர்க்குரியுடன் வெப்பப்படுத்தும்போது சோடியம் பல்வேறு முறைகளில் இணைந்து பல்வேறு இயைபுடைய ரசக் கலவை $Na_2\ Hg\ Na_3Hg$, NaHg ஆகியவைகளைக் கொடுக்கிறது.

பயன்கள்

1. சோடியம் பெராக்சைடு, சோடாமைடு, சோடியம் சயனைடு, டெட்ரா எத்தில் லெட் போன்ற தயாரிப்பில் பயன்படுகிறது.
2. சோடியம் ரசக்கலவை ஒடுக்கியாகப் பயன்படுகிறது.
3. இலேசான உலோகக் கலவை தயாரிப்பிலும், சில அரிய மண் உலோகங்களை அதன் ஆக்சைடுகளிலிருந்து தயாரிக்கும் போதும் ஆக்சிஜன் நீக்கியாகப் பயன்படுகின்றது.
4. ஐசோ பிரினை (C_5H_3) பல்படியாக்கி செயற்கை ரப்பர் தயாரிப்பில் வினையூக்கியாக இது பயன்படுகிறது.
5. கரிம வேதியியலில் வினை கரணியாகப் பயன்படுகிறது.

வினாக்கள்

A. சரியான விடையைத் தேர்ந்தெடு.

1. ஒரே அணு எண்ணும் வெவ்வேறு நிறை எண்களும் உடைய ஒரே தனிமத்தின் அணுக்கள் அழைக்கப்படும் விதம்

   (a) ஐசோடோப்புகள் (b) ஐசோபார்கள்

   (c) ஐசோடோன்கள் (d) மாற்றியம்

2. டியூட்டிரியம் உட்கருவில் இருப்பவை

(a) 2 புரோட்டான்கள் மட்டும் (b) ஒரு நியூட்ரான்

(c) ஒரு புரோட்டானும் ஒரு நியூட்ரானும்

(d) 2 புரோட்டான்களும் ஒரு நியூட்ரானும்

3. டியூட்டிரியம் ஆக்சிஜனோடு சேர்ந்து கொடுப்பது

(a) ஆக்சி டியூட்டிரியம் (b) நீர்

(c) கனநீர் (d) மேற்கூறிய அனைத்தும்

4. லித்தியத்தை .... உதவியால் தாக்கி டிரிட்டியம் தயாரிக்கப்படுகிறது.

(a) டியூட்ரான்கள் (b) மேசான்கள்

(c) மெதுவாகச் செல்லும் நியூட்ரான்கள்

(d) ஹீலியம் உட்கரு அனைத்தும்

5. அறை வெப்பநிலையில் சாதாரண ஹைட்ரஜனில் உள்ளவை

(a) 25% பாராவும் 75% ஆர்த்தோவும்

(b) 75% பாராவும் 25% ஆர்த்தோவும்

(c) 99% பாரா 1% ஆர்த்தோ

(d) 1% பாரா 99% ஆர்த்தோ

6. D_2O, P_2O_5 உடன் வினைபுரிந்து கொடுப்பது

(a) DPO_4 (b) D_2PO_4

(c) D_3PO_3 (d) D_3PO_4

7. .... டியூட்டிரியம் தயாரிக்கப் பயன்படுகின்றது.

(a) டியூட்டிரியம் ஆக்சைடு (b) கன நீர்

(c) aயும் bயும் (d) டியூட்டிரியம் பெராக்சைடு

8. H_2O_2 ஒரு சக்தி வாய்ந்த ....

(a) நீர் நீக்கி (b)ஆக்சிஜனேற்றி

(c) ஒடுக்கி (d) கந்தகம் நீக்கி

9. ராக்கெட்டுகளில் உந்தும் பொருளாகப் பயன்படுவது

(a) H_2O_2 (b) D_2O (c) ND_3 (d) $CH_2 = CH_2$

10. கார உலோகங்களின் ஆக்சிஜனேற்ற நிலை

(a) + 2 (b) 0 (c) + 1 (d) + 3

11. புன்சன் சுவாலையில் வெப்பப்படுத்தும் போது லித்தியம் கொடுக்கும் நிறம்

(a) மஞ்சள் (b) ஊதா (c) லிலாக் (d) கிரிம்சன் சிவப்பு

12. தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாகச் செல்லும் போது கார உலோகங்களின் அடர்த்தி

(a) அதிகரிக்கிறது (b) குறைகிறது

(c) அதிகமாகிப் பின் குறைகிறது (d) குறைந்து பின் அதிகரிக்கிறது

13. ஒரு தனிமம் எலக்ட்ரானை எளிதாக இழந்தால் அது .... தன்மை உடையது.

(a) எதிர்மின் தன்மை (b) நேர்மின் தன்மை

(c) எலக்ட்ரான் சேர்த்தல் (d) அயனித் தன்மை

B. கோடிட்ட இடங்களை நிரப்புக.

1. ஆவர்த்தன அட்டவணையில் உள்ள முதல் தனிமம் ....
2. .... என்பது ஹைட்ரஜனின் சாதாரண அமைப்பு.
3. டிரிட்டியத்தின் அரைவாழ் காலம் ....
4. டிரிட்டியம் அம்மோனியாவுடன் வினைபுரிந்து கொடுப்பது ....
5. ஹைட்ரஜனின் அரிய ஐசோடோப்பு ....
6. அணுக்கரு உலைகளில் வேகமாகச் செல்லும் நியூட்ரான்களின் வேகத்தைக் கட்டுப்படுத்த .... பயன்படுகிறது.
7. பாரா ஹைட்ரஜனின் காந்தத் திருப்புத் திறன் ....
8. டியூட்டிரியம் உப்பு மற்ற சேர்மங்களுடன் சேர்ந்து கொடுப்பது ....
9. ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு .... என்பவரால் .... வருடம் முதன் முதலில் தயாரிக்கப்பட்டது.
10. தூய ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடின் செறிவு ....
11. ஆல்குலி எனும் அரபுச் சொல்லின் பொருள் ....
12. பொட்டாசியத்தின் அணு அமைப்பு ....
13. கார உலோகங்கள் .... உருகுநிலையும், கொதிநிலையும் உடையவை.
14. கார உலோகங்களின் தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாகச் செல்லும்போது அயனியாக்கும் ஆற்றல் ....
15. அனைத்துத் திண்மத் தனிமங்களிலும் மிகவும் இலேசானது ....

C. ஓரிரு வாக்கியங்களில் விடையளி.

1. ஐசோடோப்புகள் என்றால் என்ன ? ஹைட்ரஜனின் ஐசோடோப்புகளைக் குறிப்பிடு.
2. டிரிட்டியத்தைப் பற்றி சிறு குறிப்பு வரைக.
3. எவ்வாறு டியூட்டிரியம் நைட்ரஜனுடன் வினை புரிகிறது ?
4. டியூட்டிரியம் எவ்வாறு உலோகங்களுடன் வினை புரிகிறது ?
5. டியூட்டிரியத்தின் பயன்கள் யாவை ?
6. டிரிட்டியம் எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகிறது ?
7. பாரா ஹைட்ரஜனை எவ்வாறு ஆர்த்தோ ஹைட்ரஜனாக மாற்றுவாய் ?
8. எவ்வாறு கனநீர் உலோகங்களுடன் வினைபுரிகிறது ?
9. ஹைடிரஜன் பெராக்சைடு ஆய்வகத்தில் எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகிறது ?

10. ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு கரைசல் எவ்வாறு அடர்பிக்கப்படுகிறது ?

11. ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடின் ஒடுக்கப் பண்பைப் பற்றி எழுதுக.

12. H_2O_2 இன் இரு முக்கியப் பயன்களை எழுதுக.

13. கார உலோகங்கள் ஏன் குறைந்த உருகுநிலையையும், கொதிநிலையையும் கொண்டுள்ளன ?

14. ஏன் கார உலோகங்கள் வலிமை மிகுந்த நேர்மின் தனிமையைப் பெற்றுள்ளன ?

D. விரிவாக விடையளி.

1. டியூட்டிரியம் எவ்வாறு விரவுதல் முறையில் பெறப்படுகிறது ?
2. டியூட்டிரியத்தின் பதிலீட்டு வினைகள் பற்றி எழுது ?
3. ஆர்த்தோ, பாரா ஹைட்ரஜன் என்றால் என்ன ? விவரி.
4. ஆர்த்தோ மற்றும் பாரா ஹைட்ரஜனை வேறுபடுத்துக.
5. கனநீர் தயாரித்தலை விவரி.
6. நீரையும் கனநீரையும் ஒப்பிடுக.
7. ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடின் ஆக்சிஜனேற்றப் பண்பை விளக்குக.
8. திரவநிலையிலுள்ள ஹைட்ரஜன் எவ்வாறு எரிபொருளாகப் பயன்படுத்தப்படலாம் என்பதை விளக்குக.
9. லித்தியம் அதன் தாதுவிலிருந்து எவ்வாறு பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது ?

கணக்கு

ஒரு தனிமம் தொகுதி 1இலும் 3 வது தொடரிலும் இடம் பெற்றுள்ளது. இந்தத் தனிமத்தைக் காற்றில் வெப்பப்படுத்தினால் A என்ற சேர்மத்தைத் தருகிறது. தனிமம் நீருடன் B என்ற சேர்மத்தைத் தருகிறது. இது வலிமை மிகுந்த காரம். அம்மோனியாவுடன் அந்த தனிமம் C என்ற சேர்மத்தைத் தருகிறது. இது கரிம வேதியியலில் ஒடுக்கியாகப் பயன்படுகின்றது. A, B, Cஐ கண்டுபிடி.

தீர்வு

(i) ஆவர்த்தன அட்டவணையில் தொகுதி 1 இலும் தொடர் மூன்றிலும் உள்ள தனிமம் சோடியம்

(ii) காற்றில் வெப்பப்படுத்தும் போது அது சோடியம் பெராக்சைடைக் (A) கொடுக்கிறது.

$$4Na + O_2 \longrightarrow 2Na_2O_2$$

(iii) நீருடன் சோடியம், சோடியம் ஹைடிராக்சைடைத் தருகிறது.

$$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2$$

(iv) அம்மோனியாவுடன் சோடியம் சோடாமைடைத் தருகிறது.

$$\underset{\text{தனிமம் சோடியம்}}{2Na} + 2NH_3 \xrightarrow{570\text{–}670\ K} 2NaNH_2 + H_2$$

A என்ற சேர்மம் சோடியம் பெராக்சைடு

B என்ற சேர்மம் சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு

C என்ற சேர்மம் சோடாமைடு

கணக்குகள்

1. ஹைட்ரஜனின் ஓர் ஐசோடோப்பு ஆக்சிஜனுடன் வினைபுரிந்து (A) என்ற சேர்மத்தைத் தருகிறது. இது அணுக்கரு உலையில் மட்டாக்கியாகப் பயன்படுகிறது. ஹைட்ரஜன் போன்றே இந்த ஐசோடோப்பும் சேர்க்கை வினைக்குட்படுகிறது. அது எத்திலீனுடன் வினைபுரிந்து B என்ற சேர்மத்தைத் தருகிறது. இது ஒரு நிறைவுற்ற ஹைட்ரோ கார்பன். A ஐயும் B ஐயும் கண்டுபிடி.
2. ஹைட்ரஜனின் ஐசோடோப்பு பெரில்லியத்தை டியூட்டிரான்களால் தாக்கி தயாரிக்கப்படுகிறது. இது β கதிர்களை வெளிவிட்டு A என்ற தனிமமாகச் சிதைகிறது. இந்த ஐசோடோப்பு என்ன என்பதையும் A யையும் கண்டுபிடி.
3. அணுக்கரு உலைகளில் மட்டாக்கிகளாகப் பயன்படும் (A) என்ற ஒரு டியூட்டிரியச் சேர்மம் Ca உடன் வினைப்பட்டு B என்ற சேர்மத்தைத் தருகிறது. A, SO_2 உடன் வினைபுரிந்து C என்ற சேர்மத்தைத் தருகிறது. மின்னாற்பகுப்பு செய்யும் போது A ஒரு டியூட்டிரியம் மூலக்கூறைத் தருகிறது. ஹைட்ரஜனுடன் அது C என்ற ஒரு அயனிச் சேர்மத்தைத் தருகிறது. A, B, C ஆகியவைகளைக் கண்டுபிடி.
4. ஒரு தனிமம் தொகுதி 1 இலும் தொடர் 2 இலும் இடம் பெற்றுள்ளது. அத்தனிமம் காற்றில் எரிந்து A என்ற சேர்மத்தைத் தருகிறது. நீருடன் அது B என்ற சேர்மத்தைத் தருகிறது. ஹைட்ரஜனுடன் அத்தனிமம் C என்ற அயனிச் சேர்மத்தைத் தருகிறது. A, B, C ஆகியவைகளைக் கண்டுபிடி.

தொகுப்புரை

ஆவர்த்தன அட்டவணையில் ஹைட்ரஜன் முதல் தனிமமாகும். அது மூன்று ஐசோடோப்புகளை உடையது. அவை புரோட்டியம், டியூட்டிரியம் மற்றும் டிரிட்டியம் என்பவைகளாகும். டியூட்டிரியம் தயாரித்தல் மற்றும் பண்புகள் விரிவாக விளக்கப்பட்டுள்ளன.

ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறிலுள்ள ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் உட்கரு சுழற்சியைப் பொறுத்து ஆர்த்தோ மற்றும் பாரா என்னும் இருவகை ஹைட்ரஜன் அறியப்பட்டுள்ளன. ஓர் அமைப்பு மற்றொரு அமைப்பாக மாற்றப்படலாம்.

டியூட்டிரியத்தின் முக்கிய சேர்மமான கனநீர் சாதாரண நீரிலிருந்து பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. கனநீர், உலோகங்கள், உலோக ஆக்சைடுகள், அமில நீரிலிகள் ஆகியவைகளுடன் வினைபுரிகின்றது. இது பதிலீட்டு வினைக்கு உட்படுகிறது.

1813 இல் L.J தெனார்டு நீர்த்த அமிலங்களை பேரியம் பெராக்சைடுடன் வினைபுரியச் செய்து ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு தயாரித்தார். இது மிகச் சிறிய அளவு வாயு மண்டலத்தில் காணப்படுகின்றது. தூய H_2O_2 நிலையற்றது. இது வலிமையான ஆக்சிஜனேற்றியாகச் செயல்படுகிறது.

எரிபொருளாக திரவ ஹைட்ரஜனின் பயன் இந்த பாடத்தில் விவரிக்கப்பட்டுள்ளது.

தொகுதி–1 இலுள்ள தனிமங்கள் கார உலோகங்கள் எனப்படுகின்றன. அடர்த்தி, அணு பருமன், உருகு நிலை, கொதிநிலை, அயனியாக்கும் ஆற்றல் ஆகியவைகளின் படிப்படியான மாற்றம் இத்தொகுதியில் காணப்படுகின்றன.

லித்தியம், சோடியம் பிரித்தெடுத்தலும் அவைகளின் பண்புகளும் விளக்கப்பட்டுள்ளன.

மேற்பார்வை நூல்கள்

1. General Chemistry - John Russel McGraw Hill International Edition 3rd Edition.
2. University General Chemistry - An Introduction to Chemical Science edited by CNR Rao Mc Millan India Limited, Reprint - 2002.
3. Heinemann Advanced Science Chemistry - Second Edition

   Ann And Patrick Fullick 2000

   Heineman Educational Publishers, Oxford
4. Inorganic Chemistry, P.L. Soni.

6. தொகுதி-2 s - தொகுதி தனிமங்கள்

கற்றலின் கோட்பாடுகள்

- *காரமண் உலோகங்களின் பொதுவான தன்மைகளை புரிந்து கொள்ளுதல்.*
- *கார மற்றும் காரமண் உலோகங்களுக்கிடையே வேறுபாடுகளை அறிதல்.*
- *மின்னாற்பகுப்பு முறையில் மெக்னீசியம் பிரித்தெடுத்தல் முறை மற்றும் அதன் பண்புகள், பயன்களை பற்றி புரிந்து கொள்ளுதல்.*
- *காரமண் உலோகங்களின் மாறுபட்ட சேர்மங்களைப் பற்றி உணர்ந்து கொள்ளுதல்.*
- *கால்சியம் ஆக்சைடு, CaO, பாரீஸ் சாந்து மற்றும் $MgSO_4$ ஆகியவற்றின் தயாரிப்பு, பண்புகள் மற்றும் பயன்களைப் பற்றி விரிவாக புரிந்து கற்றல்.*

6.1 தனிம வரிசை அட்டவணையில் இரண்டாம் தொகுதியில் பெரிலியம் (Be), மெக்னீசியம் (Mg), கால்சியம் (Ca), ஸ்டிரான்சியம் (Sr), பேரியம் (Ba), மற்றும் ரேடியம் (Ra) ஆகியவை அடங்கி உள்ளன. இத்தனிமங்கள் ''காரமண் உலோகங்கள்'' எனவும் அழைக்கப்படுகின்றன. 'மண்' என்னும் வார்த்தை பழங்காலத்தில் ஒரு உலோக ஆக்சைடைக் குறிப்பதாகும். ஏனெனில் கால்சியம், ஸ்டிரான்சியம் மற்றும் பேரியம் ஆக்சைடுகள் நீருடன் கார கரைசல்களைத் தருவதால் இவைகள் காரமண் உலோகங்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன. வேதியியல் பண்புகளில் ரேடியம் மற்ற காரமண் உலோகங்களைப் போலவே இருந்தாலும், அது கதிரியக்கத் தனிமமாக இருப்பதால், அதன் பண்புகள் மற்ற கதிரியக்கத் தனிமங்களோடு கற்றறியப்படுகிறது.

கார உலோகங்களைப் போலவே, இத்தனிமங்களும் மிகவும் அதிக வினைபுரியும் தன்மையைப் பெற்றுள்ளதால், இயற்கையில் தனித்து கிடைப்பதில்லை. மற்றும் அநேக அலோகங்களுடன் வினைக்கு உட்படுகின்றன.

எலக்ட்ரான் ஒழுங்கமைப்பு

தனிமம்	அணு எண்	எலக்ட்ரான் ஒழுங்கமைப்பு	பிணைப்புக் கூட்டில் காணும் அமைப்பு
பெரிலியம்	4	$1s^22s^2$	$2s^2$
மெக்னீசியம்	12	$1s^22s^22p^63s^2$	$3s^2$
கால்சியம்	20	$1s^22s^22p^63s^23p^64s^2$	$4s^2$
ஸ்டிரான்சியம்	38	$1s^22s^22p^63s^23p^64s^24p^65s^2$	$5s^2$
பேரியம்	56	$1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^64d^{10}5s^25p^66s^2$	$6s^2$
ரேடியம்	88	$1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^64d^{10}5s^25p^65d^{10}$ $5f^{14}6p^67s^2$	$6s^2$ $7s^2$

எலக்ட்ரான் அமைப்புகள் ஒவ்வொரு தனிமத்திலும் நடுநிலை அணு, மந்த வாயு அமைப்பு கூட்டுக்கு பின் இரு எலக்ட்ரான்களை நிறைவுற்ற s-துணைக் கூட்டை கொண்டுள்ளன. எனவே, ஒவ்வொரு தனிமத்தின் வெளி எலக்ட்ரான் அமைப்பு ns^2 என குறிப்பிடப்படுகின்றது. இதில் n என்பது இணைதிறன் கூட்டினை குறிப்பதாகும். இணைதிறன் கூட்டிலுள்ள இரு எலக்ட்ரான்களை எளிதாக அகற்றி மந்த வாயு எலக்ட்ரான் அமைப்பினை அடையும். எனவே, இத்தனிமங்கள் யாவும் இரண்டு இணைத் திறன் அயனி உப்புகளையும் தருகின்றன. இக்காரணத்தால் முதல் தொகுதி தனிம அயனி உப்புகளைக் காட்டிலும் குறைந்த காரத்தன்மை உடையன. ஒரே மாதிரியான எலக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெற்றுள்ளதால் இத்தனிமங்கள் இயற்பியல் மற்றும் வேதியியல் பண்புகளில் நெருங்கி அமைகின்றன.

இத்தொகுதித் தனிமங்கள் ஒரே மாதிரியான உலோக படிக கூட்டினை பெறாத காரணத்தால், கார உலோகங்களைப் போல இயற்பியல் பண்பு மாற்றங்கள் ஒழுங்காக அமைய முடிவதில்லை.

இத்தனிமங்கள் யாவும் மிருதுவானவை. ஆனால், கார உலோகங்களைக் காட்டிலும் குறைந்த மிருதுத் தன்மை உடையவை. ஏனெனில், இத்தனிமங்களில் காணும் உலோக பிணைப்பின் வலிமை கார தனிமங்களைக் காட்டிலும் அதிகமானது.

பெரிலியம் முக்கியமற்ற தனிமம். ஏனெனில், இவைகள் குறைந்த அளவே காணப்படுவதாலும் இதைப் பிரித்து எடுப்பதும் கடினமானதாலும் ஆகும். மெக்னீசியம் மற்றும் கால்சியம் அதிகமான அளவில் காணப்படுகின்றன. புவியின் பரப்பில் காணும் எட்டு முக்கிய தனிமங்களில் இவ்விரு தனிமங்களும் அடங்கும். ஸ்டிரான்சியம் மற்றும் பேரியம் குறைந்த அளவில் காணப்பட்டாலும் நன்றாக அறியப்பட்ட தனிமங்களாகும். ரேடியம் மிகவும் குறைந்த அளவில் காணப்படுகிறது. அதன் கதிரியக்கத் தன்மை அதன் வேதியியலைக் காட்டிலும் முக்கியமானதாகும்.

உலோகப் பண்புகள்

கார உலோகங்களைக் காட்டிலும் கார மண் உலோகங்கள் அதிக கடினத்தன்மை உடையன. அணு எண் அதிகரிக்கும் போது இவற்றின் கடினத் தன்மை குறைகிறது. இத்தனிமங்களில் காணும் இரண்டு s-எலக்ட்ரான்கள் படிகக் கூட்டில் மேல் எளிதாக நகருவதால் நல்ல பளபளப்பும், அதிக மின்கடத்தும் பண்பு மற்றும் வெப்பம் கடத்தும் பண்பையும் பெற்றுள்ளன. இவை குறைந்த உருகு மற்றும் கொதிநிலைகளை உடையன. ஆனால், முதல் தொகுதித் தனிமங்களில் காணும் பிணைப்பு எலக்ட்ரான்களைக் காட்டிலும் இரு மடங்கினை இத்தனிமங்கள் பெற்றுள்ளதால் கார உலோகங்களைக் காட்டிலும் அதிக உருகு மற்றும் கொதிநிலை உடையவை.

அணு ஆரம்

கார உலோகங்களைக் காட்டிலும் இவ் அணுக்கள் சிறியன. ஏனெனில், இவ்வணுக்களில் காணும் உயர் உட்கரு மின்னூட்டம், ஆர்பிட்டால் எலக்ட்ரான்களை தன்னகத்தே இழுப்பதால் இத்தன்மை ஏற்படுகிறது. இத்தனிமங்களின் அணு ஆரங்கள் குறைவாக இருப்பதால், முதல் தொகுதித் தனிமங்களைக் காட்டிலும் அதிக கடினத்தன்மை, அதிக உருகு நிலைகள் மற்றும் அதிக அடர்த்திகளைப் பெற்றுள்ளன. ஒரே தொகுதியில் மேலிருந்து கீழே செல்லும்போது ஒவ்வொரு படியிலும் எலக்ட்ரான் கூடுகள் அதிகரிப்பதால் அணு ஆரம் அதிகரிக்கிறது.

அயனி ஆரம்

பொதுவாக இவ்வயனிகள் பெரிதாக இருப்பினும், முதல் தொகுதி தனிமங்களைக் காட்டிலும் அளவில் சிறியவை. ஏனெனில், இரு ஆர்பிட்டால் எலக்ட்ரான்களை நீக்கிய பின்னர் இணைதிறன் இரண்டுடைய நேர் அயனிகளை M^{2+} (Be^{2+}, Mg^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}) தருவதால், நிகர அணுக்கரு சுமை அதிகரித்து, எலக்ட்ரான்கள் உள் இழுப்பதால் இவ்வயனிகளின் அளவுகள் குறைகின்றன, இரண்டாம் தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக செல்லும்போது அயனி ஆரம் அதிகரிக்கின்றது.

அணு பருமன்

பெரிலியத்திலிருந்து ரேடியம் வரை செல்லும்போது ஒவ்வொரு எலக்ட்ரான் கூடும் அதிகரிப்பதால், அணு பருமன் அதிகரிக்கிறது.

அயனியாக்க ஆற்றல்

காரமண் உலோகங்கள் கார உலோகங்களைக் காட்டிலும் அளவில் சிறியன. ஆனால், அதிக உட்கரு மின்னூட்டத்தைப் பெற்றுள்ளன. எனவே, எலக்ட்ரான்கள் மிகவும் இறுக்கமாக பிணைக்கப்பட்டிருப்பதால், கார உலோகங்களைக் காட்டிலும் முதல் அயனியாக்க ஆற்றல் அதிக மதிப்பை உடையன.

இரண்டாம் அயனியாக்க ஆற்றல், முதல் அயனியாக்க ஆற்றலைக் காட்டிலும் ஏறத்தாழ இரு மடங்காக உள்ளது.

காரமண் உலோகங்களின் இரண்டாம் அயனியாக்க ஆற்றல் மிகவும் அதிக மதிப்பினை பெற்றிருந்தாலும், M^{2+} அயனிகளைத் தருகின்றன. ஏனெனில் திண்ம நிலையில், நீர் கரைசலில் அதிக நீரேற்ற வெப்பத்தையும் மற்றும் அதிக படிக ஆற்றலை பெற்றிருப்பதே காரணமாகும். பெரிலியத்திலிருந்து பேரியம் வரை செல்லும்போது அணு அளவு அதிகரிக்கிறது. எனவே, பெரிலியத்திலிருந்து பேரியம் வரை இத்தனிமத்தின் IE_1 மற்றும் IE_2 மதிப்புகள் குறைகின்றன.

இரண்டாம் தொகுதி தனிமங்களில் பெரிலியம் உச்ச அயனியாக்க ஆற்றல் மதிப்பினை உடையது. எனவே, Be^{2+} அயனியாக்கும் தன்மை மிகவும் குறைவு. எனவே, பெரிலியம், நைட்ரஜன், ஆக்சிஜன், சல்பர், மற்றும் ஹாலஜனோடு சேர்ந்து பெறப்படும் சேர்மங்கள் சகப்பிணைப்புத் தன்மையையும், இச்சேர்மங்களைப் போன்று பெறப்படும் Mg, Ca, Sr மற்றும் Ba சேர்மங்கள் அயனித் தன்மையையும் உடையன.

கார உலோகங்களைக் காட்டிலும் இரண்டாம் தொகுதித் தனிமங்கள் இணைதிறன் இரண்டு உடைய வாயு நிலை அயனியைத் தர நான்கு மடங்கு ஆற்றல் தேவைப்படுகிறது, இந்த அதிக அளவு ஆற்றல் தேவையே உயர் நீரேற்ற ஆற்றல் அல்லது படிக ஆற்றல், நான்கு மடங்கு அதிகமாய் இருப்பதற்கு காரணமாகும்.

ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலைகள்

கடைசி ஆர்ப்பிட்டாலில் இரு *s* எலக்ட்ரான்கள் காணப்படுவதால் இரு நேர் மின்னூட்ட அயனிகளின் நீரேற்ற ஆற்றல் அதிகமாகவும் குறைந்த அளவு இரண்டாம் அயனியாக்க ஆற்றலையும் பெற்றுள்ளன. இணைதிறன் இரண்டு உடைய இத்தனிமங்களின் அயனி சேர்மங்களில் இணை சேராத எலக்ட்ரான்கள் இல்லாத காரணத்தால் டையா காந்த தன்மையும் மற்றும் இச்சேர்மங்களில் காணும் எதிர் அயனிகள் நிறமற்று இருப்பின், இச்சேர்மங்களும் நிறமற்று காணப்படுகின்றன.

சுடர் நிறமேற்றல்

இத்தனிமங்களும் அவற்றின் சேர்மங்களும் சுடரில் குறிப்பிட்ட நிறங்களைத் தருகின்றன. பேரியம் – பச்சை ஆப்பிள் நிறத்தையும், கால்சியம் – செங்கல் சிவப்பு நிறத்தையும், ஸ்டிரான்சியம் மற்றும் ரேடியம் கிரிம்சன் சிவப்பு நிறத்தையும் கொடுக்கின்றன.

இத்தனிமங்களும் அதன் சேர்மங்களும் சுடரில் வைக்கப்படும்போது, எலக்ட்ரான்கள் ஆற்றலைப் பெற்று உயர் ஆற்றல் மட்டத்திற்கு உந்தம் பெறுகின்றன. தாழ்நிலைக்குத் திரும்பும்போது, உறிஞ்சிய ஆற்றலை குறிப்பிட்ட அலை நீளம் கொண்ட கதிரை வெளி தள்ளுவதால் சுடரில் நிறத்தைத் தருகின்றன.

பெரிலியம் மற்றும் மெக்னீசியம் அணுக்கள் அளவில் சிறியன. அவற்றில் காணும் எலக்ட்ரான்கள் உட்கருவுடன் மிகவும் வலுவாக பிணைக்கப்பட்டுள்ளன. எனவே, சுடரில் இவை உயர் ஆற்றல் மட்டங்களுக்கும் செல்ல முடிவதில்லை. எனவே, சுடர் சோதனையில் குறிப்பிட்ட நிறங்களைத் தருவதில்லை.

பெரிலியத்திற்கும் அலுமினியத்திற்கும் இடையே மூலை விட்ட தொடர்பு

பெரிலியம் தனிம வரிசை அட்டவணையில் இரண்டாம் வரிசைத் தொடரில் உள்ளது. இத்தனிமம் இரண்டாம் தொகுதியை சார்ந்த அதன் தொகுதி தனிமங்களைக் காட்டிலும்

13ம் தொகுதியில் உள்ள அலுமினியம் தொகுதியின் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளது. இத்தனிமத்தின் மிகச் சிறிய அளவு மற்றும் அதிக எலக்ட்ரான் கவர் தன்மை ஆகியவைகளே பெரிலியத்தின் அசாதாரணமாக பண்பிற்குக் காரணமாகும். இவ்விரு காரணங்களுமே, Be^{2+} அயனியின் முனைவுறும் தன்மையினை அதிகரிக்கச் செய்து, AI^{3+} அயனியின் முனைவுத் தன்மைக்கு சமமாகவும் மாற்றுகின்றன. எனவே, பெரிலியமும் அலுமினியமும் பல பண்புகளில் ஒன்றுபட்டுள்ளன.

6.2 மெக்னீசியம்

மெக்னீசியத்தின் தாதுவான மெக்னசைட்டின் பெயரிலிருந்து பெறப்பட்டது, மற்றும் மெக்னீசியா என்ற பெயரின் அடிப்படையிலும் இப்பெயரைப் பெற்றது. ஆங்கில வேதியியலார் ஹம்ப்ரீ டேவி என்பவரால் 1808ம் ஆண்டு தூய மெக்னீசியம் கண்டறியப்பட்டது.

இதன் குறைந்த அடர்த்தியால் எல்லா வகை அமைப்புப் பகுதிகளுக்கு இத்தனிமம் பயன்படுகிறது.

முக்கியமான தாதுக்கள்

மெக்னீசியம் இயற்கையில் தனித்து கிடைப்பதில்லை. சேர்ந்த நிலையில் அதிக அளவில் புவி பரப்பில் காணப்படுகிறது.

மெக்னசைட், $MgCO_3$ டோலமைட், $MgCO_3, CaCO_3$

எப்சம் உப்பு, $MgSO_4, 7H_2O$ கார்னலைட், $MgCI_2$ $KCI.6H_2O$

கடல் நீரில் கரைந்திருக்கும் Cl^- மற்றும் Na^+ அயனிகளை அடுத்து மூன்றாவதாக Mg^{2+} காணப்படுகிறது. எனவே, பெருங்கடல்களே மெக்னீசியத்தின் மூலங்களாகும். தாவர உலகத்தில் பச்சை நிறத்தையுடைய இலைகளில் குளோரோஃபில் என்ற சேர்மத்தில் மெக்னீசியம் பரந்து காணப்படுகிறது.

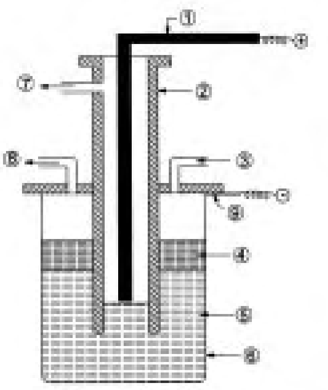
உலோகவியல்

அதிக அளவில் மெக்னீசியம், உருகிய மெக்னீசியம் குளோரைடு அல்லது மெக்னீசியாவை மின்னாற் பகுத்துத் தயாரிக்கப்படுகிறது.

1. உருகிய மெக்னீசியம் குளோரைடு மின்னாற்பகுத்தல்

இம்முறையில் தூயதாக்கப்பட்ட கார்னலைட் தாதுவே இம்முறைக்கு முக்கிய மூலமாகும். சம அளவு கார்னலைட் மற்றும் சோடியம் குளோரைடு கலவை 973 K வெப்பநிலையில் தூய நீர்மமாக உருக்கப்படுகிறது. கார குளோரைடுகள், மெக்னீசியம் குளோரைடு, நீராற்பகுப்புக்கு உட்படுதலை தடுத்தும், மற்றும் உருகிய கலவையின் கடத்து திறனை அதிகரிக்கவும் செய்கின்றன.

உருகிய கலவை 6-7 டன் எடையுள்ள மின் பகுளியை தாங்கும் காற்று புகாத இரும்பு கலத்தில் நிலக்கரி வாயு சூழ்நிலையில் மின்பகுப்பிற்கு உட்படுத்தப்படுகிறது. மின்பகுளியின் வெப்பநிலை 970 Kல் நிலைத்து வைக்கப்படுகிறது. இரும்பு கலமே எதிர் மின் முனையாகவும், கார்பன் அல்லது கிராபைட் தண்டு நேர்மின் முனையாகவும் பயன்படுத்தப்படுகின்றன. கார்பன் அல்லது கிராபைட் தண்டு பீங்கான் குழாயினால் சூழப்பட்டு இதன் மூலம் குளோரின் வெளியேறுகிறது. உருகிய மெக்னீசியம் மின்பகுளிக் காட்டிலும் லேசானதால், பரப்பிற்கு உயாந்து குறிப்பிட்ட கால அளவில் தகுந்த சாதனங்களால் நீக்கப்படுகின்றது. இந்த மின்னாற்பகுப்பில் உருகிய மெக்னீசியம் ஆக்ஸிஜனேற்றத்திற்கு உட்படாத வகையில் நிலக்கரி வாயு சூழ்ந்துள்ளது. மெக்னீசியத்தை மேலும் தூயதாக்க நீரற்ற மெக்னீசியம் குளோரைடு மற்றும் சோடியம் குளோரைடு இளக்கிகள் திரும்பவும் உருக்க வைத்து பெறப்படுகின்றது.



1. கிராபைட் நேர்மின் தகடு 2. பீங்கான் கூடு 3. கரி வாயு போன்ற மந்தவாயு
4. மெக்னீசியம் 5. மின்பகுளி (உருகிய) 6. இரும்பு கலம் 7. குளோரின் 8. மந்தவாயு
9. இரும்பு எதிர் மின் தகடு

படம் - மெக்னீசியம் குளோரைடின் மின்பகுப்பு ஒடுக்கம்

இயற்பியல் பண்புகள்

தூய மெக்னீசியம் உலோகம் வினைதிறன் உடைய வெள்ளியை போன்று வெண்மையான உலோகம். அதன் உருகுநிலைக்கு சற்று கீழே கம்பியாகும் மற்றும், தகடாகும் தன்மைகளைப் பெறுகிறது. மெல்லிய கம்பிகளாக மாற்றி அல்லது ரிப்பன்களைப் போன்று இவை விற்கப்படுகின்றன. இது ஒரு இலோசான உலோகம்.

வேதியியல் பண்புகள்

1. காற்றுடன் வினை : உலர்ந்த காற்றில் இவை கருப்பதில்லை. ஆனால் ஈரக் காற்றில் வெண்ணிற ஆக்சைடு படிமத்தை தருகிறது.

2. காற்றுடன் எரியும் போது : காற்று அல்லது ஆக்ஸிஜனுடன் எரியும் போது அதிகப் புறஊதாக் கதிர்களை அடக்கிய பிரகாசமான ஒளியைத் தருகிறது. இதன் விளைவாக மெக்னீசியம் ஆக்சைடு மற்றும் மெக்னீசியம் நைட்ரைடு உருவாகின்றன.

$$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO \quad 3Mg + N_2 \rightarrow Mg_3N_2$$

3. **CO_2** உடன் வினை **:** CO_2 சூழ்நிலையில் தொடர்ந்து எரியும் பண்பைப் பெற்றுள்ளது $2Mg + CO_2 \rightarrow 2MgO + C$

4. நீருடன் வினை : நீராவியுடன் வெப்பப்படுத்தும் போது பிரகாசமாக எரிந்து மெக்னீசியம் ஆக்சைடையும், ஹைட்ரஜனையும் தருகிறது.

$$Mg + \underset{\text{நீராவி}}{H_2O} \rightarrow MgO + H_2$$

5. அமிலங்களுடன் வினை :

1. நீர்த்த HCl அல்லது H_2SO_4 உடன் ஹைட்ரஜனைத் தருகிறது. நீர்த்த HNO_3 உடன் ஒரு பகுதி வெளியான ஹைட்ரஜன், நைட்ரிக் அமிலத்தால் ஆக்சிஜனேற்றம் பெற்று. செறிவினைப் பொருத்து ஒடுக்கத்தால் மாறுபட்ட விளைப் பொருளைத் தருகின்றன. அடர் HNO_3 உடன் அம்மோனியம் நைட்ரேட் தருகிறது.

$$4Mg + 10HNO_3 \rightarrow 4Mg(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$$

6. உலோகங்களின் இடப்பெயர்ச்சி :

Mg ஒரு வலிய நேர்மின் தனிமமாகும். எனவே, மெக்னீசியம் எல்லா உலோகங்களையும் அதன் உப்புகளிலிருந்து இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது.

$$Mg + 2AgNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + 2Ag$$

7. ஒடுக்கும் வினை :

மெக்னீசியம், ஆக்சிஜனைக் கவரும் தன்மையுடையது. சோடியம், பொட்டாசியம், போரான் மற்றும் சிலிக்கன் ஆக்சைடுகளிலிருந்து உயர் வெப்ப நிலையில் இத்தனிமங்களை வெளியேற்றுகின்றது.

$$K_2O + Mg \rightarrow MgO + 2K \qquad B_2O_3 + 3Mg \rightarrow 3MgO + 2B$$

மெக்னீசியத்தின் பயன்கள் :

1. உடன் ஒளி புகைப்படத் தொழில், மத்தாப்புத் தொழில் மற்றும் பட்டாசுத் தொழில்களிலும் பயன்படுகிறது.

2. போரான் மற்றும் சிலிக்கன் தயாரிப்புகளில் ஒடுக்கியாகவும் உலோகவியலில் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றத்திற்கு எதிராகவும் பயன்படுகிறது.

6.3. காரமண் உலோகங்களின் சேர்மங்கள், மெக்னீசியம் சல்பேட், எப்சம் உப்பு, $MgSO_4 . 7H_2O$

மெக்னீசியம் ஆக்சைடு அல்லது கார்பனைட்டை நீர்த்த H_2SO_4ல் கரைத்து இச்சேர்மம் தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$MgO + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + H_2O$$

பயன்கள் :

1. மலமிளக்கியாகவும்,
2. சாயம் மற்றும் தோல் பதனிடும் முறைகளிலும், பஞ்சு பொருட்களை சரியாக்கவும்
3. பிளாட்டினம் கலந்த வினைவேக மாற்றி ஆகவும் பயன்படுகிறது.

கால்சியம் ஆக்சைடு, CaO சுட்ட சுண்ணாம்பு

சுண்ணாம்புக் கல்லை, இதற்கென்று உருவாக்கப்பட்ட உலைகளில் எரிக்க வைத்து இச்சேர்மம் பெறப்படுகின்றது.

$$CaCO_3 \xrightarrow{1070K} CaO + CO_2$$

பண்புகள்

1. சுண்ணாம்புத் தூளை உடைய வெண்ணிற திண்மம்.
2. நீரை சேர்க்கின்ற பொழுது 'புஷ்' என்ற ஒலியை உண்டாக்கி உச்ச வெப்பத்தைத் தருகிறது. இதனால் பெறப்பட்ட தூள் நீர்த்த சுண்ணாம்பு $(Ca(OH)_2)$ எனப்படுகிறது. இம்முறை 'சுண்ணாம்பு நீர்த்தல்' என அழைக்கப்படுகிறது. $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$ நீரில் உள்ள சுண்ணாம்புப் பசை சுண்ணாம்புப் பால் எனவும் வடிகட்டி பெறப்பட்ட தூய கரைசல் சுண்ணாம்பு நீர் எனவும் அழைக்கப்படுகின்றன.
3. குளோரினுடன் சேர்ந்து சலவை தூள் $CaOCl_2. H_2O$ தருகிறது.
4. CO_2 உடன் கால்சியம் கார்பனேட்டையும், SO_2 உடன் கால்சியம் சல்பைட்டையும் தருகிறது.
5. ஈர ஹைட்ரோகுளோரிக் அமில வாயுவுடன் வினை புரிந்து கால்சியம் குளோரைடைத் தருகிறது. ஆனால் உலர் வாயுவுடன் வினை புரியாது.

$$CaO + 2\ HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O$$

பயன்கள் :

1. கால்சியம் குளோரைடு, காரை மற்றும் கண்ணாடி தயாரிக்கும் தொழிலிலும்,
2. வாயுக்கள் மற்றும் ஆல்கஹால் ஆகியவற்றை உலர்த்தவும்,
3. சுண்ணாம்புப் பால் நிலையில், சர்க்கரையைத் தூயதாக்கவும் மற்றும் வெண்ணிற சலவைத் தொழிலும்,
4. சுண்ணாம்பு நீராக சோதனைச் சாலையில் வினையானாகவும் மருத்துவத்திலும் பயன்படுகிறது.

கால்சியம் சல்பேட், $CaSO_4$

நீரற்ற $CaSO_4$ ஆகவும், ஜிப்சம் $CaSO_4.2H_2O$ ஆகவும் கிடைக்கிறது. நீர்த்த சல்பியூரிக் அமிலத்தை கால்சியம் உப்புடன் சேர்த்து இச்சேர்மம் பெறப்படுகிறது.

$$CaCO_3 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + H_2O + CO_2$$

ஜிப்சத்தின் பயன்கள்

1. பிலாஸ்டர் தயாரிக்கவும்,
2. சிமெண்ட் இறுகுவதை தடுப்பதற்கும் பயன்படுகின்றது.

பாரீஸ் சாந்து

ஜிப்சம் உப்பினை சுமார் 393 K வெப்பநிலையில் சூடுபடுத்தும் போது ஒரு மூலக்கூறு ஜிப்சம் 1½ மூலக்கூறு நீரை இழந்து $CaSO_4.\frac{1}{2}H_2O$ எனப்படும் பாரீஸ் சாந்து கிடைக்கிறது, பாரீசில் உள்ள மாண்ட் மார்ட்டி என்னும் இடத்தில் பாரீஸ் சாந்து தயாரிக்க ஜிப்சம் அதிகமாக பயன்படுத்தப்பட்டதால் இப்பெயர் இதற்கு வழங்கப்பட்டது.

பாரீஸ் சாந்துடன் அதன் நிறையில் மூன்றில் ஒரு பங்கு நிறையுள்ள நீரைச் சேர்க்கும் போது பிளாஸ்டிக் போன்ற தன்மையுடைய பொருள் கிடைக்கின்றது. இது இறுகுவதற்கு 5 முதல் 15 நிமிடங்கள் ஆகிறது. இது கடினமடையும் போது நுண் துகள்களையுடைய திண்மம் கிடைக்கின்றது. இறுகும்போது இதன் பருமன் சற்று அதிகரிக்கிறது. எனவே, சரியான வார்ப்புகள் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.

கடினமாதல் நிகழ்ச்சி இரண்டு படிகளில் நிகழ்கிறது. முதல் படியில் உலர்தல் நிகழ்கிறது. ஆனால் இரண்டாவது படியில் கடினமடைகிறது.

$$CaSO_4.\frac{1}{2}H_2O \xrightarrow[\text{இறுகுதல் படி}]{3/2\ H_2O} CaSO_4.2H_2O \xrightarrow[\text{படி}]{\text{கடினமாதல்}} CaSO_4.2H_2O$$

சோடியம் குளோரைடை பாரீஸ் சாந்துடன் சேர்க்கும் போது கடினமாதல் விரைந்து நடைபெறுகிறது. படிகாரம் அல்லது போராக்ஸை சேர்க்கும் போது வினையின் வேகம் குறைக்கப்படுகின்றது.

பயன்கள் :

1. பாரீஸ் சாந்து மருத்துவத் துறையில் எலும்பு முறிவுகளை சரி செய்யப் பயன்படுகிறது.
2. சிலைகள் செய்ய உதவும் வார்ப்புகளை தயாரிக்கவும், பல் மருத்துவத்திலும்,
3. போலி கூரை தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது.

வினாக்கள்.

A. சரியான விடையை தேர்ந்தெடுக்கவும்

1. பின்வருவனவற்றுள் காரமண் உலோகம் எது?

   (a) சோடியம் (b) கால்சியம் (c) லித்தியம் (d) பொட்டாசியம்

2. காரமண் உலோகங்களின் இணைதிறன்

   (a) 1 (b) 3 (c) 2 (d) 0

3. காரமண் உலோகங்களில், ... மிகவும் அதிக அயனியாக்கும் ஆற்றலை உடையது.

   (a) பெரிலியம் (b) மெக்னீசியம்

   (c) கால்சிம் (d) பேரியம்

4. சுடரில் பேரியம் .... நிறத்தை தரும்.

   (a) செங்கல் சிவப்பு (b) ஆப்பிள் பச்சை (c) சிவப்பு (d) நீலம்

5. கடல் நீரில் அதிக அளவில் கரைந்துள்ள மூன்றாவது தனிமம்

   (a) பெரிலியம் (b) பேரியம் (c) கால்சியம் (d) மெக்னீசியம்

6. சுட்ட சுண்ணாம்பு என்பது

   (a) கால்சியம் ஆக்ஸைடு (b) கால்சியம் ஹைட்ராக்ஸைடு

   (c) கால்சியம் நைட்ரேட் (d) கால்சியம் சல்பேட்

7. சலவை தூளின் வாய்பாடு

   (a) $CaCl_2 . H_2O$, (b) $CaOCl_2 . H_2O$

   (c) $CaSO_4 .2H_2O$ (d) $CaSO_4 . \frac{1}{2}H_2O$

8. பாரீஸ் சாந்து என்பது

(a) $CaSO_4 . 2H_2O$ (b) $CaCl_2$, (c) $CaSO_4$ (d) $CaSO_4 . ½H_2O$

9. சிலை செய்வதற்கான வார்ப்புகள் செய்ய பயன்படும் சேர்மம்.

(a) எப்சம் உப்பு (b) கால்சியம் சல்ஃபைடு

(c) பாரீஸ் சாந்து (d) ஜிப்சம்

10. மத்தாப்புத் தொழிலில் பயன்படும் தனிமம்

(a) மெக்னீசியம் (b) பேரியம் (c) கால்சியம் (d) பெரிலியம்

B. கோடிட்ட இடங்களை நிரப்புக.

1. காரமண் உலோகங்களின் பொதுவான எலக்ட்ரான் வாய்ப்பாடு ....
2. இரண்டாம் தொகுதியில் மேலிருந்து கீழ்ச் செல்ல அயனி ஆரம் ....
3. சுடரில் கால்சியம் .... நிறத்தைத் தரும்.
4. 13ஆம் தொகுதியில் உள்ள .... தனிமத்தோடு பெரிலியம் ஒத்த பண்புடையது.
5. மெக்னீசியம் என்ற பெயர் .... தாதுவில் இருந்து வந்தது.
6. குளோரோஃபில்லில் .... தனிமம் உள்ளது.
7. உருகிய .... மின்னாற்ப் பகுப்பின் மூலம் மெக்னீசியம் தயாரிக்கப்படுகிறது.
8. காற்றுடன் மெக்னீசியம் .... மற்றும் .... தருகிறது.
9. எப்சம் உப்பின் வாய்ப்பாடு ....
10. எப்சம் உப்பு .... ஆக பயன்படுகிறது.

C. பொருத்துக

1. மெக்னடைட்	-	$CaSO_4 . 2H_2O$
2. டோலமைட்	–	$Mg\ Cl_2 . KCl. 6H_2O$
3. எப்சம் உப்பு	–	$MgCO_3$
4. கார்னலைட்	–	$MgCO_3\ CaCO_3$
5. ஜிப்சம்	–	$MgSO_4 . 7H_2O$

D. சுருக்கமாக விடையளி

1. 2ஆம் தொகுதி தனிமங்களின் ஆக்ஸைடுகள் அதிக உருகு நிலையை உடையது. ஏன்?

2. இரண்டாம் தொகுதி உலோகங்களில் M^{3+} அயனி உருவாவதற்கு தேவையான அயனியாக்கும் ஆற்றல் அதிகரிக்கிறது. ஏன்?
3. $MgCl_2$ கரைசலுடன் NH_4Cl மற்றும் நீர்த்த அமோனியா சேர்க்கும் போது $Mg(OH)_2$ வீழ்படிவு உருவாவது இல்லை. ஏன்?
4. M^{2+} அயனியாக்கும் ஆற்றல், M^{+} அயனியாக்கும் ஆற்றலை விட சற்றே உயர்ந்து காணப்படுகிறது. ஏன்?
5. காரமண் உலோகங்களின் கார்பனேட் மற்றும் ஹைட்ராக்ஸைடுகளின் நிலைப்பு தன்மையைக் கொண்டு அடுக்குக?
6. ஏன் பெரிலியம் ஹாலைடு காற்றுடன் புகைகிறது?
7. கார உலோகங்களைக் காட்டிலும் இரண்டாம் தொகுதி தனிமங்கள் குறைந்த உலோகத் தன்மையுடையது. ஏன்?
8. பெரிலியம் ஹாலைடுகள் சகப்பிணைப்புத் தன்மையும் மெக்னீசியம் ஹாலைடுகள் அயனித் தன்மையும் கொண்டுள்ளது ஏன்?
9. காரமண் உலோகங்களின் மானோ ஆக்ஸைடுகள் மிகவும் நிலைப்புத் தன்மை உடையது ஏன்?
10. Beலில் இருந்து Ba வரை இரண்டாம் தொகுதி தனிம ஆக்ஸைடுகளின் கார வலிமை அதிகரிக்கிறது ஏன்?

E. விரிவாக விடையளி.

1. காரமண் உலோகங்கள் என்றால் என்ன? ஏன் அவ்வாறு அழைக்கப்படுகின்றன?
2. இரண்டாம் தொகுதியில் Be மற்றும் Mg தனிமங்களைக் காட்டிலும் எவற்றில் வேறுபடுகின்றது.
3. பெரிலியத்தின் வேறுப்பட்ட தன்மையினை விவரி.
4. இயற்கையில் மெக்னீசியம் எவ்வாறு கிடைக்கின்றது? அதன் தாதுவிலிருந்து மெக்னீசியம் உலோகம் எவ்வாறு பிரிக்கப்படுகின்றது?
5. உலோகப் பிணைப்பைக் கொண்டு இரண்டாம் தொகுதி தனிமங்களின் பின்வரும் பண்புகளை விளக்கு.
   (a) கார தனிமங்களைக் காட்டிலும் வலிமையுடையவை.
   (b) மின்சாரம் மற்றும் வெப்பத்தை நன்கு கடத்தும் திறமை உடையவை.
6. காரமண் உலோகங்களின் முதல் அயனி ஆக்கும் ஆற்றல் முதல் தொகுதி தனிமங்களின் அயனி ஆக்கும் ஆற்றலை விட அதிகம் ஏன்?
7. பாரீஸ் சாந்துவின் பயன்கள் யாவை?
8. பாரீஸ் சாந்து எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகின்றது?
9. $MgSO_4$ எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகின்றது?
10. மெக்னீசியத்தின் பயன்கள் யாவை?

கணக்கு

ஒரு தனிமம் தொகுதி எண் இரண்டு மற்றும் வரிசை எண் மூன்று உடையது, இத்தனிமம் ஆக்சிஜன் மற்றும் நைட்ரஜனுடன் வினைபுரிந்து A மற்றும் B சேர்மங்களை தருகிறது. இது ஒரு வலிய நேர் மின்னேற்றத் தனிமம். ஆதலால், $AgNO_3$ கரைசலில் இருந்து சில்வரை இடப்பெயர்ச்சி செய்யும். அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் C சேர்மத்தைத் தருகிறது. தனிமம் A, B மற்றும் C சேர்மத்தைக் கண்டறி.

தொகுப்புரை

தனிம வரிசை அட்டவணையில் இரண்டாம் தொகுதியின் தனிமங்கள் காரமண் உலோகங்கள் என்று அழைக்கப்படுகின்றது. கார உலோகங்கள் போன்று இவைகளும் அதிய வினைபுரியும் ஆற்றல் உடையது. இந்தப் பாடத்தில் இத்தனிமங்களின் இயற்பியல் மற்றும் வேதியியல் விவரிக்கப்பட்டுள்ளன. Be மற்றும் Al இடையே உள்ள மூலை விட்ட தொடர்பு பண்புகள் விளக்கப்பட்டுள்ளது.

மெக்னீசியத்தின் உலோகவியலும், அதன் இயற்பியல் மற்றும் வேதியில் பண்புகள் விரிவாக விளக்கப்பட்டுள்ளன. காரமண் உலோகங்களின் சேர்மங்களாகிய எப்சம் உப்பு, கால்சியம் சல்பேட், சுட்ட சுண்ணாம்பு, ஜிப்சம் மற்றும் பாரீஸ் சாந்து ஆகியவை இந்தப் பாடத்தில் விவரிக்கப்பட்டுள்ளன.

மேற்பார்வை நூல்கள்

1. General Chemistry - John Russel McGraw Hill International Edition 3rd Edition.
2. University General Chemistry - An Introduction to Chemical Science edited by CNR Rao Mc Millan India Limited, Reprint - 2002.
3. Heinemann Advanced Science Chemistry - Second Edition
   Ann and Patrick Fullick 2000
   Heineman Educational Publishers, Oxford
4. Inorganic Chemistry, P.L. Soni.

p-தொகுதி தனிமங்கள்

$ns^2\ np^{1-5}$

	13	14	15	16	17	18	
							(1)
d	B	C	N	O	F		(2)
12	Al	Si	P	S	Cl		(3)
	Ga	Ge	As	Se	Br		(4)
	In	Sn	Sb	Te	I		(5)
	Tl	Pb	Bi	Po	At		(6)
							(7)
	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5		

13 – போரான் தொகுதி

14 – கார்பன் தொகுதி

15 – நைட்ரஜன் தொகுதி

16 – ஆக்ஸிஜன் தொகுதி

7. p-தொகுதி தனிமங்கள்

கற்றலின் கோட்பாடுகள்

இப்பாடத்தைப் படித்த பின்னர் நீவிர் அறிய வேண்டிய கருத்துக்கள்

- *p – தொகுதி தனிமங்களின் தன்மைகளையும், பண்புகளையும் புரிந்து கொள்ளல்.*
- *போரானின் முக்கிய தாதுக்களை அறிதல்.*
- *போரானின் தாதுக்களில் இருந்து போரானை பிரித்தெடுப்பதைப் புரிந்து கொள்ளல்.*
- *போரான் சேர்மங்களின் தயாரிப்பு, பண்புகள் மற்றும் பயன்களைப் பற்றி புரிந்து கொள்ளல்.*
- *கார்பனின் புறவேற்றுமை இயைபுகளைப் பற்றி கற்றுக் கொள்ளல்.*
- *கிராபைட் மற்றும் வைரத்தின் அமைப்பையும் புரிந்து கொண்டு, அவைகளுக்கிடையே உள்ள வேறுபாடுகளையும் புரிந்து கொள்ளல்.*
- *காாபன் தொகுதியின், ஆக்சைடுகள், கார்பைடுகள் மற்றும் சல்பைடுகளைப் பற்றி அறிந்து கொள்ளல்.*
- *'நைட்ரஜனின் நிலை நிறுத்தலை'ப் பற்றி கற்றுக் கொள்ளல்.*
- *நைட்ரிக் அமிலத்தின் தயாரிப்பு, பண்புகள் மற்றும் அமைப்பினை தெரிந்து கொள்ளல்.*
- *நைட்ரஜன் மற்றம் அதன் சேர்மங்களைப் பற்றிய முக்கியத்துவத்தை உணர்தல்.*
- *மூலக்கூறு ஆக்சிஜனின் முக்கியத்துவத்தையும், பிறவி நிலை ஆக்ஸிஜன் மற்றும் மூலக்கூறு ஆக்ஸிஜனுக்கிடையே உள்ள வேறுபாடுகளை அறிதல்.*
- *வாழ்விற்கு முக்கியமானது ஓசோன் என்பதை உணர்தல்.*

7.1 பொதுவான பண்புகள்

தனிம வரிசை அட்டவணையில் 13ஆம் தொகுதியிலிருந்து 18 ஆம் தொகுதி வரைச் சார்ந்திருக்கும் தனிமங்களில், p ஆர்பிட்டால்களில் எலக்ட்ரான்கள் தொடர்ச்சியாக நிரவுதல் செய்யும் தனிமங்களே p-தொகுதி தனிமங்கள் என அறியப்படுகின்றன.

எல்லா தனிமங்களிலும் 's' ஆர்பிட்டால்களில் முழுமையாக நிரப்பப்பட்டும், 'p' ஆர்பிட்டால்கள் முழுமையாக நிரப்பப்படாத நிலைமையிலும் உள்ளன. 13ஆம்

தொகுதியிலிருந்து ($ns^2\ np^1$) 17ஆம் தொகுதி வரை ($ns^2\ np^5$) ஒவ்வொரு எலக்ட்ரானாக தொடர்ச்சியாக நிரப்பப்படுகின்றன. 18 ஆம் தொகுதியில் ($ns^2\ np^6$) s-மற்றும் p-ஆர்பிட்டால்கள் முழுமையாக எலக்ட்ரான்களால் நிரப்பப்பட்டுள்ளன. p-தொகுதி தனிமங்கள் நேர் மற்றும் எதிர் ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலைகளை உடையன. ஒரே தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாகச் செல்லச் செல்ல, பிணைப்பு 's' ஆர்பிட்டாலில் காணும் இரு எலக்ட்ரான்கள், வேதி பிணைப்பிற்கு உட்படாது. பிணைப்பு 'p' ஆர்பிட்டாலில் உள்ள எலக்ட்ரான்கள் மட்டுமே பிணைப்பில் ஈடுபடுகின்றன. இதுவே 'மந்தஜோடி விளைவு' என அழைக்கப்படுகிறது.

மந்தஜோடி விளைவு என்பது ஒரு பெயரே தவிர, விளக்கம் அல்ல. ஒரே தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாகச் செல்லச் செல்ல M-X (சகவலு பிணைப்புச் சேர்மங்களுக்கு) பிணைப்பின் வலிமை குறைகிறது. அல்லது M^{+4} அயனி (அயனிச் சேர்மங்களுக்கு) உடைய சேர்மங்களின் படிக ஆற்றல் குறைகிறது. இதற்கு முழு விளக்கம் தேவைப்படுகிறது. இதே முறையில் MX_4 வாய்பாடு உடைய சேர்மங்கள் உருவாவதற்குத் தேவைப்படும் ஆற்றல், இதே சேர்மம் 4M-X பிணைப்புகளை உருவாகுவதற்கு வெளிப்படும் ஆற்றலுடன் சமப்படுத்தப்படுகிறது.

எனவே சமநிலை இடப்புறத்திற்கு சாதகமாகிறது.

$$MX_2 + X_2 \rightarrow MX_4$$

தொகுதி எண்ணைச் சார்ந்த நேர் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண், மற்றொரு நிலையில் இரு அலகுகள் குறைவாய் இருப்பதற்கு காரணம் மந்த ஜோடி விளைவாகும். இந்தத் தொடர் பிணைப்பு 's' எலக்ட்ரான்கள் உயர் ஆக்ஸிஜன் ஏற்ற நிலையில் பங்கேற்று குறைந்த ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலையில் குறைவாகவும் பங்கேற்கின்றன.

அணுஎடை அதிகரிக்க அதிகரிக்க, 13 (IIIA) ஆம் தொகுதி தனிமங்கள் உருவாக்கும் சேர்மங்களின் அயனித் தன்மை அதிகரிக்கிறது. அதிலும் சில கன உலோக அயனிகள் நீர்க் கரைசலில் +3 ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலையில் உள்ளன. ஆனால், இச்சேர்மங்களின் நிலைப்புத்தன்மை இத்தொகுதியில் உள்ள கன உலோகங்களின் +1 ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலையைக் காட்டிலும் குறைந்த நிலைப்புத் தன்மையை உடையன. எனவே தாலியம் +1 ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலையில், + 3 நிலையைக் காட்டிலும் அதிக நிலைப்புத் தன்மை உடையது. ஏனெனில் 'ns' துணை கூட்டில் உள்ள 's' எலக்ட்ரான்கள் பிணைப்பு உண்டாகப் பயன்படுவதில்லை.

இவ்வகை மந்தத் தன்மை இரு காரணங்களினால் ஏற்படுகிறது.

1. 's' எலக்ட்ரான்கள் ஐந்து அல்லது உயர் முதல் நிலை குவாண்டம் எண்ணில் காணப்பட்டாலும்,

2. இவைகளின் நீக்கம் உயரிய வாயுக்களின் அமைப்பினை பெற்றிருக்காத நிலையிலும் மந்த ஜோடி விளைவுகள் நிகழ்கிறது. எனவே ''ns'' ஆர்பிட்டாலில் உள்ள இணை எலக்ட்ரான்களை தக்க வைத்து குறைந்த ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலையை நிலைப்படுத்துவதை ''மந்த ஜோடி விளைவு'' என்கிறோம்.

இவ்வகை விளைவு பன்னிரெண்டாம் தொகுதி (2B), 14 (IV A) மற்றும் 15 (V A) தொகுதி தனிமங்களில் கண்டறியப்படுகிறது. இத்தொகுதிகளில் காணும் கன தனிமங்கள் (0 +2, +3) ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகளை முறையே பெற்றுள்ளன.

ஆக்சைடுகளின் தன்மை

'p' தொகுதி தனிம ஆக்சைடுகள் கார பண்பையும் (உலோக தனிமங்களுக்கு மட்டும்), ஈரியல்பு தன்மை (உலோகப் போலிகளுக்கு மட்டும்) அல்லது அமிலத் தன்மையும் அலோகங்களுக்கு மட்டும்) பெற்றுள்ளன.

அலோகங்கள் கணக்கற்ற ஆக்சி அமிலங்களைத் தருகின்றன. எல்லா தொகுதிகளிலும், ஆக்சைடுகளின் அமிலத் தன்மை, தொகுதியில் மேல் இருந்து கீழாக செல்ல குறைந்தும், ஒரே வரிசைத் தொடரில், இடம் இருந்து வலமாக செல்லச் செல்ல அதிகரித்தும் காணப்படுகிறது.

(எ.கா.) கார ஆக்சைடு – Bi_2O_3
ஈரியல்பு ஆக்சைடுகள் – SnO, SnO_2, PbO,Pb,O_3
அமில ஆக்சைடு – SO_3, Cl_2O_7
ஆக்சி அமிலங்கள் – HNO_3, H_2SO_4.

ஒரே தொகுதியில் மேல் இருந்து கீழாக செல்ல செல்ல கார குணம் அதிகரிக்கிறது.

CO_2	SiO_2	GeO_2	SnO_2	PbO_2
அமிலம்	குறைந்த அமிலம்	ஈரியல்பு	காரம்	அதிக காரம்

ஒரே வரிசைத் தொடரில் அமிலத் தன்மை அதிகரிக்கிறது.

Al_2O_3	SiO_2 P_4O_{10}	SO_2 Cl_2O_7
ஈரியல்பு	அமில	அதிக அமிலத் தன்மை

ஹைட்ரைடுகளின் தன்மை

அநேக p-தொகுதி தனிமங்கள் ஹைட்ரைடுகளை உருவாக்குகின்றன. அலோகங்களின் ஹைட்ரைடுகள் அதிக நிலைப்புத் தன்மையுடையன. எந்த தொகுதியிலும் மேலிருந்து கீழாக செல்ல செல்ல ஹைட்ரைடுகளின் நிலைப்புத் தன்மை குறைகிறது. இவ்வகைச் சேர்மங்களின் அமிலத் தன்மை அதிகரிக்கிறது. இதே போன்று

ஹைட்ரஜன் அயோடைடு நீரில் அதிக அளவு அமிலத் தன்மை உடையது. 15 ஆம் தொகுதியில், நைட்ரஜன் அதிக நிலைப்புத் தன்மை உடைய ஹைட்ரைடைத் தருகிறது. ஹைட்ரைடுகளின் நிலைப்புத் தன்மை கீழ்க்கண்டவாறு அமைகின்றது.

$$NH_3 > PH_3 > AsH_3 > SbH_3 > BiH_3$$

ஹாலைடுகளின் தன்மை

p-தொகுதி தனிமங்களில், அலோகங்கள் சகப் பிணைப்பு ஹாலைடுகளைத் தருகின்றன. உலோக ஹாலைடுகள் அயனித் தன்மையிலிருந்து சகவலுத்தன்மையாக படிப்படியாக மாறுகின்றன. ஒரே வரிசைத் தொடரில் இடமிருந்து வலமாகச் செல்லச் செல்ல ஹாலைடுகளின் அயனித் தன்மை குறைந்து, சகவலுத்தன்மை அதிகரிக்கிறது. எடுத்துக்காட்டாக, $SbCl_2$ ஒரு சார்பு அயனித் தன்மையையும், $TeCl_4$ சகவலுப்புத் தன்மையையும் பெற்றுள்ளது.

உலோகங்களைப் பொறுத்தமட்டில், ஒன்றுக்கும் மேலாக ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலையில் ஹாலைடுகளைத் தருமேயானால், குறைந்த ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலையில் உள்ள ஹாலைடுகள் அயனித் தன்மையும், அதிக ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலையில் உள்ள ஹாலைடுகள் அதிக சகவலுத் தன்மையையும் பெற்றுள்ளன.

ஹாலைடுகளின் முனைவு கொள் தன்மை, அவற்றின் அளவினைப் பொறுத்து அமைகின்றன. அயோடைடுகள் மற்றும் புரோமைடுகள் அதிக சகவலுத்தன்மையும் புளூரைடுகள் அதிக அளவு அயனித் தன்மையும் கொண்டுள்ளன.

7.2 தொகுதி 13-போரான் தொகுதி (B, Al, Ga, In, Tl)

இயற்கையில் போரான் தனித்த நிலையில் இல்லை. சேர்ந்த நிலையில், போரிக் அமிலத்தின் உப்புக்களாகக் காணப்படுகின்றன.

7.2.1 போரானின் தாதுக்கள்

(i) போரிக் அமிலம் H_3BO_3
(ii) போராக்ஸ் $Na_2B_4O_7.10H_2O$

7.2.2 பிரித்தெடுத்தல்

பெருமளவில் போரான், அதன் தாதுக்களாகிய போராக்ஸ் $Na_2B_4O_7$ அல்லது கோல்மனைட் $Ca_2B_6O_{11}$ல் இருந்து பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.

கோல்மனைட் முதலில் குறிப்பிட்ட விகிதத்துடன் சோடியம் கார்பனேட் கரைசலுடன் கொதிக்க வைத்து, முதலில் போராக்ஸ் சேர்மமாக மாற்றப்படுகிறது.

$$2Ca_2B_6O_{11} + 3Na_2CO_3 + H_2O \rightarrow 3Na_2B_4O_7 + 3CaCO_3 + Ca(OH)_2$$

கரையாத $CaCO_3$ வீழ்படிவாக படிகிறது. கரைசலிலிருந்து போராக்ஸ் படிகமாக வெளியேற்றப்படுகிறது. போராக்ஸ் சேர்மத்திலிருந்து போரான், கீழ்க்காணும் இரு படிகளில் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.

[அ] போரான் டிரை ஆக்சைடு தயாரித்தல்

போராக்ஸ், அடர் வெப்ப ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்துடன் சேர்க்கப்படும் பொழுது, அரைகுறையாகக் கரையும் போரிக் அமிலம் மெதுவாக பிரிக்கப்படுகிறது.

$$Na_2B_4O_7 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2B_4O_7$$

$$H_2B_4O_7 + 5H_2O \rightarrow 4H_3BO_3$$

போரிக் அமிலம், அதிகமாக வெப்பப்படுத்தும் பொழுது, போரன் டிரை ஆக்சைடு பெறப்படுகிறது.

$$2H_3BO_3 \rightarrow B_2O_3 + 3H_2O$$

[ஆ] போரான் டிரை ஆக்சைடு ஒடுக்கம் பெறுதல்

போரான் டிரை ஆக்சைடுடன் சோடியம், பொட்டாசியம் அல்லது மெக்னீசியம் துண்டுகள் கலந்த கலவை ஒரு புரிசையில் செந்நிற சூட்டில் வெப்பப்படுத்தப்படுகிறது. அடர் கரைசலில் இருக்கும் துகளில் இருந்து போரான் பிளவுபடுகிறது. பின்னர் அடர் HCl உடன் கொதிக்க வைத்து மெக்னீசியம் ஆக்சைடு மற்றும் அதிக அளவில் இருக்கும் போரிக் அமிலம் கரைத்து வெளியேற்றியவுடன் கரும்பழுப்பு நிற படிகமற்ற போரான் தூள் படிவாக கிடைக்கப்பெறுகிறது. இதனை நீரில் கழுவி, பின்னர் உலர்த்தப்படுகிறது.

$$B_2O_3 + 3Mg \rightarrow 2B + 3MgO.$$

போரான் டிரை புரோமைடு ஆவியுடன் ஹைட்ரஜனைச் சேர்த்து பெறப்பட்ட கலவையை டங்ஸ்டன் மின்னிழை கொண்டு $1470\ K$ வெப்ப நிலையில், வெப்பப்படுத்தி, தூய படிக போரான் பெறப்படுகிறது. போரான் டிரை குளோரைடு ஆவி மற்றும் ஹைட்ரஜன் கலவை, உயர் அழுத்த மின் வில்லில், பட வைத்து, பின்னர் குளிர்விக்கப்படும் பொழுது, கடின கருமை நிற படிகமற்ற பொருள் கிடைக்கிறது.

இயற்பியல் பண்புகள்

போரான் இரு புற வேற்றுமை இயைபுகளாக உள்ளது. படிகமற்ற மற்றும் படிக போரான் ஆகியவை இரு புற வேற்றுமை இயைபுகளாகும். போரான் ஒரு அரிதில் கடத்தும் அலோகத் தனிமம் ஆகும்.

வேதியியல் பண்புகள்

1. காற்றுடன் வினை

சாதாரண வெப்பநிலையில் போரான் காற்றால் பாதிக்கப்படுவதில்லை. ஆனால் 975 K வெப்பநிலையில் வெப்பப்படுத்தும் பொழுது, எரிந்து போரான் டிரை ஆக்சைடு மற்றும் சிறிதளவு போரான் நைட்ரைடை, BN உண்டாக்குகிறது.

$$4B + 3O_2 \rightarrow 2B_2O_3 \quad 2B + N_2 \rightarrow 2BN$$

2. அமிலங்களுடன் வினை

படிகமற்ற போரான் அடர் சல்பூயூரிக் அமிலம் மற்றும் நைட்ரிக் அமிலங்களில் கரைந்து போரிக் அமிலமாக மாறுகிறது.

$$B + 3HNO_3 \rightarrow H_3BO_3 + 3NO_2 \qquad 2B + 3H_2SO_4 \rightarrow 2H_3BO_3 + 3SO_2.$$

3. காரங்களுடன் வினை

உருகிய காரங்களில் கரைந்து, போரிக் அமிலம் கிடைக்கிறது.

4. ஒடுக்கியாக செயல்படும் பண்பு

போரான் ஒரு வலிய ஒடுக்கி ஆகும். கார்பன் டை ஆக்சைடை கார்பனாகவும், சிலிகாவை, சிலிகனாகவும் போரான் ஒடுக்குகிறது.

$$3CO_2 + 4B \rightarrow 2B_2O_3 + 3C$$

$$3SiO_2 + 4B \rightarrow 2B_2O_3 + 3Si$$

5. உலோகங்களுடன் வினை : அதிக வெப்ப நிலையில், உலோகங்களுடன் (Cu, Ag மற்றும் Au தவிர) மின்னுலையில் வினைபுரிந்து போரைடுகளாக மாறுகின்றன.

6. அலோகங்களுடன் வினை : போரான், நைட்ரஜன், குளோரின், புரோமின் மற்றும் கார்பனுடன் உயர் வெப்ப நிலையில் சேர்ந்து முறையே, போரான் நைட்ரைடு, BN, போரான் டிரை குளோரைடு, BCl_3 போரான் டிரை புரோமைடு, BBr_3 மற்றும் போரான் கார்பைடு ஆகிய சேர்மங்களைத் தருகின்றன. மிகவும் கடினமான பொருளாக போரான் கார்பைடு கருதப்படுகிறது.

7.2.3 போரானின் சேர்மங்கள்

போராக்ஸ் (அல்லது) சோடியம் டெட்ரா போரேட், $Na_2B_4O_7$ - டின்கால், ஒரு மாசு கலந்த போராக்ஸ், இதில் போராக்ஸ் 55% உள்ளது. திபெத்தின் உலர்ந்த ஏரிகளில் இச்சேர்மம் காணப்படுகிறது. போராக்ஸ் கீழ்க்காணும் சேர்மங்களிலிருந்து பெறப்படுகின்றது.

1. கோல்மனைட் தாதுவிலிருந்து :

கோல்மனைட் தாது அடர் சோடியம் கார்பனேட் கரைசலுடன் கொதிக்க வைத்து போராக்ஸ் பெறப்படுகிறது.

$$Ca_2B_6O_{11} + 2Na_2CO_3 \rightarrow 2CaCO_3 + Na_2B_4O_7 + 2NaBO_2.$$

வடிகட்டியும், செறிவாக்கியும் போராக்ஸ் படிகங்கள் பிரிக்கப்படுகின்றன. CO_2 வாயு கரைசலில் செலுத்தி மெடாபோரேட், போராக்ஸ் ஆக மாற்றப்படுகிறது.

$$4NaBO_2 + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 + Na_2B_4O_7$$

பயன்படுத்திய, எஞ்சியிருக்கும் சோடியம் கார்பனேட் மீண்டும் கோல்மனைட் உடன் சேர்க்கப்படுகிறது.

2. டின்கால் தாதுவிலிருந்து :

இயற்கையில் கிடைக்கும் மாசு கலந்த போராக்ஸ் (டின்கால்) நீரில் கரைக்கப்பட்டு, வடிகட்டி, அடர்பித்து, தூய போராக்ஸ் படிகங்கள் பெறப்படுகின்றன.

பண்புகள்

1. போராக்ஸ் அதன் உருகுநிலைக்கு மேல் வெப்பப்படுத்தும் பொழுது, படிக நீரேற்ற நீர் மூலக்கூறுகள் வெளியேறி, நிறமற்ற கண்ணாடி போன்ற பொருளைத் தருகிறது. இதுவே 'போராக்ஸ் கண்ணாடி' ஆகும். இச்சேர்மம் சிதைந்து சோடியம் மெடாபோரேட் மற்றும் போரான் (III) ஆக்சைடாகவும் மாறுகிறது.

$$Na_2B_4O_7.10H_2O \xrightarrow{\Delta} Na_2B_4O_7 + 10H_2O$$

$$Na_2B_4O_7 \xrightarrow{\Delta} 2NaBO_2 + B_2O_3$$

இக்கலவை, உலோக ஆக்சைடுகளுடன் உருக்கும் பொழுது குறிப்பிட்ட நிறமுடைய மணிகளாய் மாறுகிறது. இந்த நிறத்தினைக் கொண்டு உலோக அயனிகள் கண்டறியப்படுகின்றன.

எடுத்துக்காட்டாக, $CuO + B_2O_3 \rightarrow Cu(BO_2)_2$.

பயன்கள் :

1. பண்பறி பகுப்பாய்வில் உலோகக் கூறுகளை கண்டறியவும்.
2. உலோக வெல்டிங் முறைகளில் இளக்கியாகவும்
3. கண்ணடி, சோப் மற்றும் பீங்கான் ஆகியவைகள் தயாரிப்பிலும்

4. தோல் பதினிடும் தொழிலில், சுத்திகரிக்கவும், சாயப் பொருளாகவும்
5. உணவைப் பாதுகாக்கவும் பயன்படுகிறது.

போராக்ஸ் மணி சோதனை

சிறிய அளவு போராக்ஸ் ஒரு பிளாட்டினச் சுற்றில் வைத்து வெப்பப்படுத்தும் பொழுது கண்ணாடியைப் போன்ற நிறமற்ற மணி கிடைக்கிறது. இந்த மணி பின்னர் நிறமுடைய கலர் உப்புக் கரைசலில் நனைத்த பின்னர் மீண்டும் வெப்பப்படுத்தப்படுகிறது. குறிப்பிட்ட நிறத்தை உடைய மணிகள் பெறப்படுகின்றன. மணியின் நிறத்தினைக் கொண்டு காரக்கூறுகள் அடையாளம் கண்டு கொள்ளப்படுகின்றன. உலோக மெடா போரேட் உண்டாவதால் குறிப்பிட்ட நிறங்களைப் பெறுகின்றன.

எடுத்துக்காட்டு : காப்பர் உப்புக்கள் நீல நிற மணியைத் தருகின்றன.

ஆக்ஸிஜனேற்ற சுடரில் $CuSO_4 + B_2O_3 \rightarrow Cu(BO_2)_2 + SO_3$

ஆக்சிஜன் ஒடுக்க சுடரில் $2Cu(BO_2)_2 + C \rightarrow 2CuBO_2 + B_2O_3 + CO$

$2CuBO_2 + C \rightarrow 2Cu + B_2O_3 + CO$

உலோகச் சேர்மங்கள் நிறம்	ஆக்சிஜனேற்ற சுடரில் சுடரில் நிறம்	ஆக்சிஜன் ஒடுக்க
காப்பர்	நீலம்	சிவப்பு
இரும்பு	மஞ்சள்	பச்சைச் சீசா
மாங்கனீசு	பிங்க் கலந்த ஊதா	நிறமற்ற நிலை
கோபால்ட்	நீலம்	நீலம்
குரோமியம்	பச்சை	பச்சை
நிக்கல்	பழுப்பு	சாம்பல்

7.3 கார்பன் தொகுதி தனிமங்கள்

கார்பன், சிலிகன், ஜெர்மானியம், டின் மற்றும் லெட் ஆகிய தனிமங்கள், தனிம வரிசை அட்டவணையில், 14 ஆம் தொகுதியில் அடங்கியுள்ளன.

தனிமம்	அணு எண்	எலக்ட்ரான் அமைப்பு
கார்பன்	6	[He] $2s^2\ 2p^2$
சிலிகன்	14	[Ne] $3s^2\ 3p^2$
ஜெர்மானியம்	32	[Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^2$
டின்	50	[Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^2$
லெட்	82	[Xe] $4f^{14}\ 5d^{10}\ 6s^2\ 6p^2$

7.3.1 கார்பனின் புறவேற்றுமை வடிவங்கள்

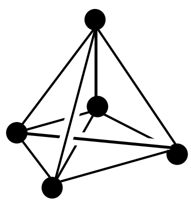
கார்பன் புறவேற்றுமை பண்பைப் பெற்றிருக்கிறது. இவ்வாறு காணப்படும் புறவேற்றுமை வடிவங்களாவன :

1. டையமண்ட் (வைரம்) ஒரு அழகிய படிகப் பொருள்.
2. கிராபைட், ஒரு மென்மையான, சாம்பல் கலந்த கருமையான படிகப் பொருள்.
3. படிகமற்ற கார்பன், கார்பன் சேர்மங்கள் வெப்பப்படுத்திய பின் எஞ்சியிருக்கும் கருப்புப் படிவு

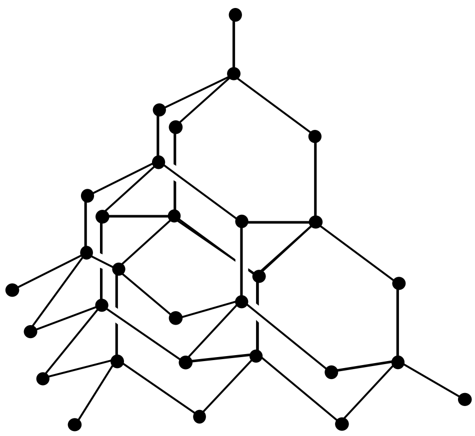
படிகமற்ற கார்பனின் பல்வேறு வகைகள் : (i) நிலக்கரி, (ii) கரி, (iii) எரிந்த கரி, (iv) எலும்பு கருப்பு (அ) மிருக எலும்புக் கரி, (v) விளக்கு கருப்பு, (vi) கருப்பு கார்பன், (vii) வாயு கார்பன், (viii) பெட்ரோலியம் கரி.

7.3.2 டையமண்ட் அல்லது வைரத்தின் அமைப்பு

வைரத்தில் ஒவ்வொரு அணுவும் பிற அணுவுடன் சகவலுப்பு பிணைப்புகளால் பிணைக்கப்பட்டு முடிவில் மிகப் பெரிய மூலக்கூறாக உண்டாகிறது. ஒவ்வொரு கார்பன் அணுவும் அடுத்து உள்ள நான்கு கார்பன் அணுக்களுடன் இணைந்து, நான்முகியின் நான்கு மூலைகளை நோக்கி சகவலுப்பு பிணைப்புகள் அமைந்துள்ளன. C-C பிணைப்புகள் மிகவும் வலிமையானவை. எனவே வைரப்படிகம் மிகவும் கடினத்தன்மை வாய்ந்தது. அதிக உருகுநிலை மற்றும் கொதிநிலைகள் உடையது.



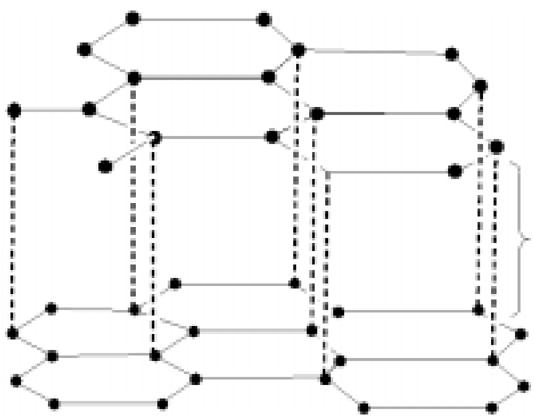
ஒரு நான்முகி அமைப்பில் அமைந்துள்ள கார்பன் அணுக்களின் அமைப்பு, திரும்பத் திரும்ப அமைந்து வைரத்தின் இறுதி வடிவத்தைத் தருகிறது.



அமைப்பு **7.3 :** வைர அமைப்பினுள் காணும் அநேக கார்பன் – கார்பன் பிணைப்புகளின் மொத்த வலிமை வைரத்திற்கு மிகவும் அதிக கடினத் தன்மையையும், வேதிவினைக்கு உட்படாத தன்மையையும் அளிக்கிறது.

7.3.3 கிராபைட்டின் அமைப்பு

இப்புற வேற்றுமை வடிவம் பல அடுக்குகளைக் கொண்டது. கார்பன் அணுக்கள்ஒரு ஒழுங்கான அறுகோண தட்டை அமைப்பில் அமைந்துள்ளன. அடுக்களுக்கிடையே வலிமையான பிணைப்புகள் கிடையாது. எனவே, அடுக்குகள் தனித்தனியே பிரியும் பண்புடையது. அடுத்தடுத்த தளங்களுக்கிடையே சகவலு பிணைப்பு இல்லாத காரணத்தால், கிராபைட் தளங்களின் வரிசைப்படி எளிதாக நழுவும் பண்புடையது. இப்பண்பே இதற்கு மென்மைத் தன்மையையும், உராய்வுத் தடுப்பானாகவும் (Lubricating power) செயல்பட உதவுகிறது.



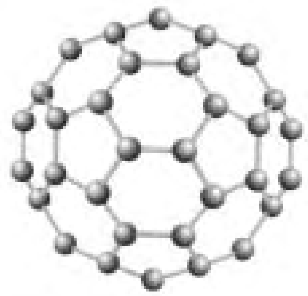
அமைப்பு **7.4 :** கிராபைட்டின் அமைப்பு. அடுக்கினுள் வலிமையான பிணைப்புகளோடும், அடுக்குகளுக்கிடையே வலிமையற்றும் இருப்பதால் அடுக்குகள் ஒவ்வொன்றும் மற்றொன்றின் மேல் வழுக்கும் பண்பினைப் பெறுகின்றன.

பக்மினிஸ்டர் ஃபுளோரின்ஸ்

அமெரிக்க டெக்ஸாஸ் மாகாணத்தில் உள்ள ரைஸ் பல்கலைக் கழகத்தில் பணியாற்றும் ரிச்சர்ட் ஸ்மாலி (Richard Smalley) மற்றும் ராபர்ட் கர்ல் (Robert curl) என்பாரால் கார்பனின் புதிய புற வேற்றுமை இயைபு கண்டறியப்பட்டது. இவர்கள் சஸக்ஸ் பல்கலைக் கழகத்தில் (Sussex University) பணியாற்றிய ஹாரி குரோடோ (Harry Kroto) என்பாருடன் சேர்ந்து கண்டறியப்பட்டதாகும்.

60 அணுக்களையும், 32 பக்கங்களையும் (20 அறுகோண அமைப்புகள், 12 ஐங்கோண அமைப்புகள்) கொண்ட இதனை செல்லமாக 'பக்கிபால்' என்று பெயரிட்டனர்.

பிறகு இதுவே பக் மினிஸ்டர் ஃபுளோரின் (Buck Minister Fullarene) என்று அழைக்கலாயிற்று. அமெரிக்க கட்டுமான வல்லுனர் R. பக் மினிஸ்டர் புல்லர் என்பாரால் கட்டிய கோள வடிவ கட்டிட அமைப்பினை இப்புற வேற்றுமை இயைபு பெற்றிருந்ததால் இப்பெயர் வைக்கலாயிற்று. இவ்விதமாக கோள வடிவில் அமைந்த கார்பன் மூலக்கூறுகளின் தொகுதி ஃபுளாரின்ஸ் என அழைக்கப்படுகிறது. இச்சேர்மங்கள் அதி தீவிர கடத்தும் (Super conducting) பண்புகளைப் பெற்றுள்ளன. இக்கண்டுபிடிப்பு வேதியியலில் ஒரு புதுப்பிரிவையே ஏற்படுத்தியது. வேதியியல் ஆய்வில் 'பக்கிபால்' பற்றிய அறிவு, வளர்ந்து கொண்டே வருகிறது.



படம் : ஃபுளாரின்ஸ்

படிகமற்ற கார்பன்

படிகமற்ற கார்பனின் புறவேற்றுமை இயைபு மிகவும் வினைபுரியத்தக்க வடிவம் ஆகும். காற்றில் எளிதாக எரியும் பண்புடையது. இக்காரணத்தால் எரிபொருளாக செயல்படுகிறது. வலிமைமிக்க ஆக்ஸிஜனேற்றிகளால் எளிதில் தாக்குதலுக்கு உட்படுகிறது. இவ்வடிவம் கிராபைட்டைப் போன்றே தட்டுகள், அடுக்குகள் போன்ற அமைப்பைப் பெற்றுள்ளது. ஆனால் இதில் உள்ள கார்பன்களின் அமைப்பு ஒழுங்கற்றவாறு அமைந்துள்ளன.

7.3.4 பொதுவான பண்புகள்

உலோகப் பண்பு

கார்பனும், சிலிகனும் அலோகங்கள், ஜெர்மானியம் ஒரு உலோகப் போலி, டின்னும், லெட்டும் உலோகங்கள். எனவே இத்தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாகச் செல்லச் செல்ல உலோகப் பண்பு அதிகரிக்கிறது. ஏனெனில் அயனியாக்க ஆற்றல் குறைகிறது.

ஹைட்ரைடுகள்

இத்தொகுதித் தனிமங்கள்யாவும் சகவலு ஹைட்ரைடுகளைத் தருகின்றன. ஹைட்ரைடுகள் மற்றும் அவற்றின் எண்ணிக்கை கார்பனில் இருந்து லெட் வரை

செல்லச் செல்ல குறைகிறது. கார்பன் மிகவும் அதிக எண்ணிக்கையுள்ள ஹைட்ரைடுகளையும் (ஆல்கேன்கள்), சிலிகன் மற்றும் ஜெர்மானியம் (சிலேன்கள் மற்றும் ஜெர்மேன்கள்) ஹைட்ரைடுகளையும் தருகின்றன. ஆனால் ஸ்டேனேன் (SnH_4) மற்றும் பிளம்பேன் (PbH_4) ஆகியவைகளை டின் மற்றும் லெட் தருகின்றன.

ஆல்கேன்களைப் போலல்லாது. சிலேன்கள், சிறந்த ஒடுக்கிகளாகும்.. குளோரினோடு வெடிக்கும் பண்பினையும், காரக் கரைசல்களில் எளிதில் நீராற் பகுப்பிற்கு உட்படும் பண்புகளையும் உடையது. இவ்வேறுபாடு கார்பன் மற்றும் சிலிகன் ஆகியவற்றுக்கிடையே எலக்ட்ரான் கவர் தன்மை வித்தியாசம் உள்ளதால் ஏற்படுகின்றன. இதனால் C-H மற்றும் Si-H பிணைப்புகளிலும் அதிக வேறுபாடு காணப்படுகிறது.

ஹாலைடுகள்

எல்லாத் தனிமங்களும் டெட்ரா ஹாலைடுகளைத் தருகின்றன. சாதாரண வெப்ப நிலையில் டெட்ரா ஹாலைடுகள் பொதுவாக புகையும் நீர்மங்களாகும். கார்பன் டெட்ரா ஹாலைடு நீராற் பகுப்பினை எதிர்க்கும் தன்மை உடையது. ஏனெனில் 'd' ஆர்பிட்டால்கள் கிடையாது. கார்பனில் உச்ச சகவலு பிணைப்பு நான்காகும். எனவே H_2O மூலக்கூறுகளோடு ஈதல் பிணைப்பு ஏற்பட வாய்ப்பில்லை.

எஞ்சியிருக்கும் எல்லா தனிமங்களின் டெட்ராஹாலைடுகளும் நீராற்பகுப்பிற்கு உட்படுகின்றன.

$$SiX_4 + 2H_2O \rightarrow SiO_2 + 4HX$$

கார்பன், சிலிகன் மற்றும் ஜெர்மானியம் $MHCl_3$ என்ற டிரைஹாலைடுகளைத் தருகின்றன. லெட் மற்றும் டின் டிரைஹாலைடுகளைத் தருவதில்லை. சிலிகன், ஜெர்மானியம், டின் மற்றும் லெட் டைஹாலைடுகளைத் தருகின்றன.

குளோரைடுகள்

1. எல்லா குளோரைடுகளும் எளிய நான்முக வடிவ மூலக்கூறுகளாகும்.

2. குளோரைடுகளின் நிலைப்புத் தன்மை, தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாகச் செல்லச் செல்ல குறைகிறது. +2 ஆக்சிஜனேற்ற நிலை, +4 ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலையைக் காட்டிலும், நிலைப்புத் தன்மை உடையது. இவைகளில் டின் மற்றும் லெட் மட்டுமே + 2 ஆக்ஸிஜனேற்ற குளோரைடுகளைத் தருகின்றன. ஆனால் பிற குளோரைடுகள் + 4 ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலையில் மட்டுமே உள்ளன. டின்(II) குளோரைடு ஒரு திண்மம், மற்றும் நீரில் கரையும். இந்த நீர்க்கரைசல் மின் ஆற்றலைக் கடத்தும், பிற கரிமக் கரைப்பான்களிலும் கரையும். இதன் உருகுநிலை

246^oC. லெட்(II) குளோரைடும் ஒரு திண்மம். நீரில் அரைகுறையாகக் கரையும். 14 ஆம் தொகுதி தனிமங்களின் குளோரைடுகள், $+4$ ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலையில் தனிமங்கள் அலோகத் தன்மையிலிருந்து, உலோகத் தன்மைக்கு மாறுவதை விளக்குகிறது. லெட்(II) குளோரைடு கரைசலில் மின்னாற்றலைக் கடத்தும் 501^oCல் உருகும் பண்பைப் பெற்றது. இப்பண்புகள், டின் (II) குளோரைடு சகவலு மற்றும் அயனித் தன்மையைப் பெற்றிருப்பதையும் உணர்த்துகிறது. ஆனால் லெட்(II) குளோரைடு அதிக அளவு அயனித்தன்மையைப் பெற்றுள்ளது.

3. டெட்ரா குளோரோ மீத்தேன் (CCl_4) ஐத் தவிர பிற எல்லா குளோரைடுகளும் $+4$ ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலையில் நீராற் பகுப்பிற்கு உட்படுகின்றன.

கார்பைடுகள்

குறைந்த எலக்ட்ரான் கவர் தன்மை உடைய தனிமங்களுடன் (எ.கா. Be, B, Si) பெறும் சேர்மங்கள் கார்பைடுகள் என அழைக்கப்படுகின்றன. இவைகள் மூன்று பெரும் பிரிவுகளாக வகையீடு செய்யப்படுகின்றன.

(i) அயனி (அல்லது) உப்பு போன்ற கார்பைடுகள் எ.கா. அசிடிலைடுகள், மெத்தனைடுகள், அல்லைடுகள்.

(ii) இடைக்குழி (அல்லது) உலோக கார்பைடுகள் எ.கா. WC மற்றும்

(iii) சகவலுப் பிணைப்பு கார்பைடுகள். எ.கா. B_4C_9 SiC

இம்மூன்று வகை கார்பைடுகளும் தனிமம் அல்லது ஆக்சைடு கார்பன் அல்லது ஹைட்ரோ கார்பனுடன் உயர்வெப்பநிலையில் வெப்பப்படுத்திப் பெறப்படுகின்றன.

$$2Be + C \rightarrow Be_2C$$

$$CaO + 3C \rightarrow CaC_2 + CO$$

$$SiO_2 + 3C \rightarrow SiC + 2CO$$

ஆக்சைடுகள்

1. ஆக்சைடுகள், கார்பன் டை ஆக்சைடுகள் மூலக்கூறு அமைப்பிலிருந்து, பெரிய மூலக்கூறு அமைப்பினைப் பெற்றுள்ளன.

   ஒரே தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாகச் செல்லச் செல்ல சகவலுப்பிணையிலிருந்து அயனித் தன்மைக்கு ஆக்சைடுகள் மாற்றம் பெறுகின்றன.

2. லெட் ஆக்சைடு $+2$ ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலையில் அதிக நிலைப்புத் தன்மையையும், லெட்(IV) ஆக்சைடு வெப்பப்படுத்தினால் 886^oC வெப்பநிலையில் உருகும் தன்மை உடைய லெட்(II) ஆக்சைடைத் தருகிறது. லெட் (II) ஆக்சைடு பெரும்பாலும் அயனித் தன்மை உடையது.

3. இத்தொகுதியில், மேலாக அமையும் ஆக்சைடுகள் (CO_2 மற்றும் SiO_2) அமிலத் தன்மையையும், நீர்த்த நீர்க் கரைசலில் CO_3^{2-} அயனி எளிதிலும் உண்டாகிறது. ஆக்ஸோ எதிர் அயனிகள், $D[SIO_3^{2-}\ GeO_3^{2-})$ உருவாவது. தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாகக் செல்லச் செல்ல குறைகிறது. ஏனெனில் அமிலத் தன்மை குறைகிறது, ஜெர்மானியம் டின் மற்றும் லெட் ஆக்சைடுகள் நீரியல்பு தன்மையையுமம்.அமிலங்களுடன் வினைபுரிந்து உப்புகளைத் தருகின்றன.

கார்பன் மற்றும் அதன் சேர்மங்களின் பண்புகள்

1. உலகத்தின் பொருளாதாரத்தின் முக்கிய பங்கு, கார்பனும் அதன் சேர்மங்களும் நிர்ணயிக்கின்றன.

2. ஹாலஜனேற்றம் பெற்ற கார்பனின் சேர்மங்கள் குளிர்விப்பான்கள், உந்து காற்று தெளிப்பான்கள், தீயணைப்பு எந்திரங்களில் மற்றும் கரைப்பான்களாகவும் பயன்படுகின்றன.

3. CS_2, விஸ்கோஸ் ரேயான் (செயற்கை பட்டு) மற்றும் செல்லபோன் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது.

7.4 நைட்ரஜன் தொகுதி

நைட்ரஜன், பாஸ்பரஸ், ஆர்சனிக், ஆண்டிமனி மற்றும் பிஸ்மத் ஆகிய தனிமங்கள் தனிம வரிசை அட்டவணையில் 15ஆம் தொகுதியில் அடங்கும். இத்தனிமங்கள் யாவும் ns^2np^3 என்ற பொதுவான எலக்ட்ரான் தன்மை உடையன. கடைசி ஆர்பிட்டால்களில், ஐந்து எலக்ட்ரான்களைக் கொண்டுள்ளன. 's' ஆர்பிட்டாலில் 2 எலக்ட்ரான்களும், 'p' ஆர்பிட்டாலில் 3 எலக்ட்ரான்களையும் உடையன. இந்த 3 எலக்ட்ரான்களும் px^1, py^1 மற்றும் pz^1 என்ற மூன்று 'p' ஆர்பிட்டால்களில் சரிபாதியாக நிரம்பியுள்ளன.

தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாகச் செல்லச் செல்ல பிணைப்பு 's' ஆர்பிட்டாலில் உள்ள இரு எலக்ட்ரான்கள் பிணைப்புக்கு பயனற்று மந்த நிலைமையில் உள்ள தன்மை அதிகரிக்கிறது. இதுவே 'மந்தஜோடி விளைவு' என அழைக்கப்படுகிறது. நைட்ரஜனிலிருந்து பிஸ்மத் வரை, செல்லும் பொழுது, இணைதிறன் ஐந்து குறைவுற்று, இணைதிறன் மூன்று நிலைப்பு அடைகிறது.

ரூதர்போர்டு என்ற ஸ்காட்டிஸ் மருத்துவரும் மற்றும் வேதியியல் விற்பன்னரால் 1772 ஆம் ஆண்டு நைட்ரஜன் கண்டுபிடிக்கப்பட்டது.

$$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$$

இவ்வாறு பெருமளவில் தயாரிக்கப்பட்ட அம்மோனியா, நைட்ரிக் ஆக்சைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்யப்படுகிறது. அம்மோனியா மற்றும் காற்று கலந்த

கலவையை 1070K வெப்பநிலையில், வெப்பப்படுத்தப்பட்ட பிளாட்டின கம்பி வலையின் மீது செலுத்தி நைட்ரிக் ஆக்சைடாக மாற்றப்படுகிறது. நைட்ரிக் ஆக்சைடு, அதிக அளவு ஆக்சிஜனுடன் இணைந்து நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடாக மாறுகிறது. பின்னர் அதிக அளவுநீரில் நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடு நீரில் கரைய வைத்து நைட்ரிக் அமிலம் பெறப்படுகிறது. (ஆஸ்வால்ட் முறை)

$$4NH_3 + 5O_2 \rightarrow 4NO + 6H_2O$$

$$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$$

$$2NO_2 + 2H_2O + O_2 \rightarrow 4HNO_3.$$

பெருமளவில் பெறப்பட்ட அம்மோனியா மற்றும் நைட்ரிக் அமிலம் முறையே அம்மோனியம் உப்புக்கள் மற்றும் நைட்ரேட்டுகளாக மாற்றப்பட்டு தகுந்த உரங்களாகப் பெறப்படுகின்றன. எனவே இவ்வித நைட்ரஜன் நிலைப்படுத்துதல் முறை விவசாயிகளுக்கு முக்கியமானது. காற்றில் 3/4 பங்கு தனிம நைட்ரஜன் உள்ளது. சால்ட் பீட்டர் (KNO_3) சோடியம் நைட்ரேட் (சில்லி சால்ட் பீட்டர்) மற்றும் அம்மோனியம் உப்புக்களாக பெருமளவு நைட்ரஜன் சேர்ந்த நிலையில் உள்ளது. தாவர மற்றும் மிருகங்களின் புரோட்டீன்களில் நைட்ரஜன் ஒரு அவசியக் கூறாகும்..

7.4.1 நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்தல்

வளிமண்டலத்தில் காணும் நைட்ரஜன் தனித்த நிலையில் உள்ளது. ஆனால், நைட்ரஜன் சேர்மநிலையில் சேர்ந்திருப்பின், இதுவே, நைட்ரஜன் நிலை நிறுத்தல் என அழைக்கப்படுகிறது. தனித்த தனிம நிலை நைட்ரஜன், நைட்ரஜன் சேர்மமாக மாற்றம் பெறுவதே 'நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்தல்' என்று அழைக்கப்படுகிறது.

நைட்ரஜன் நிலைப்படுத்தும் முறைகள் அல்லது வளிமண்டல நைட்ரஜனை, சேர்மநிலைக்கு மாற்றும் முறைகள்

1. அம்மோனியா தயாரித்தல் [ஹேபர் முறை]

1 : 3 என்ற விகிதத்தில் உள்ள நைட்ரஜன் மற்றும் ஹைட்ரஜன் கலவையை உயர் அழுத்தத்தில் (200-900 atm), 770K வெப்பநிலையில், தூள் இரும்பு வினைவேக மாற்றியின் மீது செலுத்தியும் மாலிப்டினம் வினைவேக மாற்றி ஊக்கியின் மூலம் NH_3 தயாரிக்கலாம்.

இயற்கையில் நடைபெறும் நைட்ரஜன் நிலை நிறுத்துதல்

வளிமண்டலத்தில், மின்சார குழப்பம் தோன்றி, வளிமண்டல நைட்ரஜனும், ஆக்ஸிஜனும் இணைந்து நைட்ரிக் ஆக்சைடாக மாறுகிறது. பின்னர் மேலும்

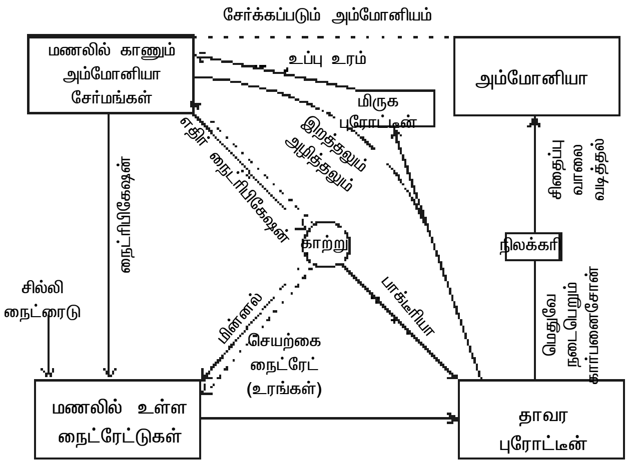
ஆக்ஸிஜனேற்றத்திற்கு உட்பட்டு நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடாக மாறுகிறது. பின்னர்,
ஆக்ஸிஜனேற்றத்திற்கு உட்பட்டு நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடாக மாறுகிறது. பின்னர்,
நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடு மழை நீரில், அதிக அளவு ஆக்ஸிஜனில் கரைந்து நைட்ரிக் அமிலமாக மாறுகிறது. பின்னர், மழைநீரால் கழுவப்பட்டு புவியின் பரப்புக்கு வந்து சேர்ந்து, மணலில் காரங்களுடன் வினை புரிந்து நைட்ரேட்டுகளைத் தருகிறது.

இதனையும் தவிர, பட்டாணி, பீன்ஸ் போன்ற தாவரங்களில் காணப்படும் ஒரு சில பாக்டீரியாக்கள் நைட்ரஜனை, நைட்ரஜன் சேர்மங்களாக மாற்றுகிறது. இவ்வாறு மாற்றம் பெற்ற நைட்ரஜன் சேர்மங்கள் நேரடியாக தாவரங்களால் உறிஞ்சப்படுகின்றன.

நைட்ரஜன் சுழற்சி

வளிமண்டலம், மண், கடல் மற்றும் உயிர்வாழ் பொருட்களுக்கிடையே நைட்ரஜன் மாறுதல் தொடர்ச்சியாக மாற்றம் அடைகிறது.

வளி மண்டலத்தில் காணும் நைட்ரஜன் தாவரங்கள், மற்றும் மிருகங்களுக்கும், பயன்தரும் விளைபொருட்களாக அம்மோனியா, நைட்ரிக் அமிலங்களாக செல்கிறது. இருப்பினும் குறிப்பிட்ட அளவு சதவீத நைட்ரஜன் வணிமண்டலத்திலேயே மாற்றம் அடையாமல் காணப்படுகிறது. ஏனெனில், சேர்ந்த நிலையில் உண்டான நைட்ரஜன் மீண்டும் வளிமண்டலத்திற்குத் திரும்பச் செல்வதே காரணமாகும். இவ்வாறு ஏற்படும் சுழற்சி மாற்றம் ‘நைட்ரஜன் சுழற்சி’ என அறியப்படுகிறது.



நைட்ரஜன் சேர்மங்களின் பயன்கள்

1. நீர்ம அம்மோனியா ஒரு கரைப்பானாக பயன்படுகிறது.
2. பனிக்கட்டி தயாரிக்கும் கருவிகளில் அம்மோனியா, குளிர்விப்பானாக பயன்படுகிறது.
3. செயற்கைப்பட்டு, யூரியா, உரங்கள், சலவை சோடா ஆகியவை தயாரிப்புகளுக்கு அம்மோனியா பயன்படுகிறது.
4. நைட்ரஸ் ஆக்சைடு மற்றும் ஆக்ஸிஜன் கலவை, பல் மருத்துவத்தில் சிறிய அளவு அறுவைச் சிகிச்சை செய்வதில், மயக்க மருந்தாக பயன்படுகிறது.
5. அசோ–சாயங்கள் தயாரிக்கவும் நைட்ரஸ் அமிலம் பயன்படுகிறது.
6. உரங்கள், TNT, GTN போன்ற வெடிப் பொருட்கள் பெருமளவில் தயாரிப்பதற்கு நைட்ரிக் அமிலம் பயன்படுகிறது.
7. கோல்ட் மற்றும் சில்வர் உலோகங்களை தூயதாக்க நைட்ரிக் அமிலம் பயன்படுகிறது.
8. கறைபடா எஃகு தயாரிக்கவும் நைட்ரிக் அமிலம் பயன்படுகிறது.
9. வாசனைத் திரவியங்கள், செயற்கை பட்டு, மற்றும் மருந்துகள் தயாரிக்கவும் நைட்ரிக் அமிலம் பயன்படுகிறது.
10 நீர்ம நைட்ரஜன் ஒரு குளிரிவிப்பானாக பயன்படுகிறது.

7.4.2 நைட்ரிக் அமிலம்

நைட்ரஜன் ஆக்ஸி அமிலங்களில் நைட்ரிக் அமிலம் முக்கியமானதொன்றாகும். ரசவாதிகளால் 'அகுவா டார்டிஸ்' என அழைக்கப்பட்டது. 'அகுவா டார்டிஸ்' என்றால் 'வலிமையான நீர்' என அழைக்கப்படுகிறது. முதலில் 1650 ஆம் ஆண்டு கிளாபர் இதனைத் தயாரித்தார். பின்னர், கேவண்டிஸ் 1784ஆம் ஆண்டு, ஈரங்கலந்த ஆக்ஸிஜன் மற்றும் நைட்ரஜன் கலவை மின்பொறியில் செலுத்தி நைட்ரிக் அமிலம் பெறலாம் என்று தெரிவித்தார். காற்றில் இம்முறையில் சிறிதளவு நைட்ரிக் அமிலம் கலந்துள்ளது. இவ்வாறு காற்றில் காணப்படும் நைட்ரிக் அமிலம் மழைநீரால் கழுவப்பட்டு வெளித் தள்ளப்படுகிறது.

தயாரிப்பு

1. சோதனைச் சாலையில் தயாரித்தல்

சோதனைச் சாலையில், நைட்ரேட் உப்பு அடர் சல்பியூரிக் அமிலத்துடன் வெப்பப்படுத்தி நைட்ரிக் அமிலம் பெறப்படுகிறது.

$$NaNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 + HNO_3$$

நைட்ரிக் அமில ஆவிகள், குளிர்ந்த நீர்ச் சூழ்நிலையில் வைக்கப்பட்ட சேகரிப்புக் கலத்தினுள் குளிர வைத்து சேகரிக்கப்படுகிறது. கரைந்த நைட்ரஜன் ஆக்சைடுகள் திரும்பும் காய்ச்சி வடித்தலின் மூலம் நீக்கப்படுகிறது.

2. நைட்ரிக் அமிலத்தை பெருமளவில் தயாரித்தல்

செங்குத்தாய் அமைக்கப்பட்டுள்ள காந்தப் புலனின் உதவியால் அமைக்கப்பட்டிருக்கும், நீரால் குளிர்விக்கப்படும் காப்பர் மின் முனைக்கிடையே, காற்றினை விரைவாக ஊதி பெருமளவில் தயாரிக்கப்படுகிறது. இம்முறை அதிக அளவில் கிடையாது.

3. ஆஸ்வால்ட் முறை

அதிக அளவில் ஹேபர் முறையில் பெறப்பட்ட அம்மோனியா, ஆஸ்வால்ட் முறையில் நைட்ரிக் அமிலமாக மாற்றப்படுகிறது.

$$4\,NH_3 + 5O_2 \xrightarrow[1155K]{\text{பிளாட்டினக் கம்பி}} 4NO + 6H_2O$$

$$2NO + O_2 \longrightarrow 2\,NO_2$$

$$4NO_2 + 2H_2O + O_2 \longrightarrow 4HNO_3$$

கொதிநிலை மாறாக் கலவை (98%) வருமளவிற்கு நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலம், காய்ச்சி வடித்தலின் மூலம் அடர்பிக்கப்படுகிறது. இவ்வாறு கிடைத்த அமிலம், அடர் சல்பியூரிக் அமிலத்துடன் காய்ச்சி வடிக்கப்பட்டு, புகையும் நைட்ரிக் அமிலம் பெறப்படுகிறது. உறைநிலைக் கலவையைப் பயன்படுத்தி, 98% அமிலம் குளிர்விக்கப்பட்டு, தூய நைட்ரிக் அமிலப் படிகங்கள் பெறப்படுகின்றன.

பண்புகள்

இயற்பியல் பண்புகள்

1. தூய நிலையில், நிறமற்ற புகைவிடும் நீர்மம், சிதைவடையும் பொழுது நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடு உண்டாவதால் மஞ்சள் நிறத்தைப் பெற்றுள்ளது.
2. தோலின் மேல் அதிகம் அரிக்கும் பண்பையும், வலியைத் தரக்கூடிய காயத்தையும் ஏற்படுத்தும்.
3. தூய அமிலத்தின் ஒப்பு அடர்த்தி 1.54. 359 K வெப்பநிலையில் கொதித்தும் 231 K வெப்பநிலையில் உறையும் பண்புடையது.

7.5 ஆக்ஸிஜன் தொகுதி - 16 ஆம் தொகுதி

முதல் நான்கு தனிமங்கள் அலோகங்களாகும். மொத்தமாக இவைகள் ‘ கால்கோஜன்கள்’ அல்லது ‘தாதுகளைத் தரும் தனிமங்கள்’ அழைக்கப்படுகின்றன. ஏனெனில் அதிக எண்ணிக்கையுள்ள உலோகங்கள் ஆக்சைடுகள் (அ) சல்பைடுகளாகும்.

அநேகமாக, எல்லா தனிமங்களுடன் வினைபுரிவதால், ஆக்ஸிஜன், கனிம வேதியியலில் ஒரு முக்கிய தனிமமாகக் கருதப்படுகிறது. பெருமளவு காணப்படும் தனிமங்களில் ஆக்ஸிஜனும் ஒன்றாகவும் தனித்த நிலையில், டை ஆக்ஸிஜன் (அல்லது) மூலக்கூறு ஆக்ஸிஜனாக, வளிமண்டலத்தில் 20.9% கன அளவையும், 23% எடையையும் உடையது.

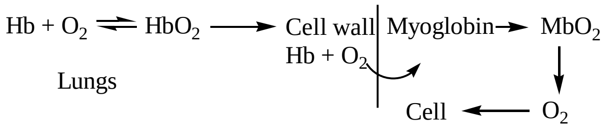
7.6 மூலக்கூறு ஆக்ஸிஜனின் முக்கியத்துவம்

சிவப்பு ரத்த செல்களில் காணும் ஹீமோகுளோபின் (Hb) அயர்ன் உள்ள அணைவுச் சேர்மமாகும். இதுவே, நுரையீரலிருந்து, உடம்பின் எல்லா பாகங்களுக்கும் ஆக்ஸிஜனைச் சுமந்து செல்லக் காரணமாகிறது. மையோகுளோபின் (Mb) இதனைப் போன்ற சேர்மமாகும், தசைத் திசுக்களில் உள்ளது. ஆக்ஸிஜனைச் சேமித்து வைக்கும் அணை போன்றும், தசை செல்லுகளுக்குள், ஆக்ஸிஜனை சுமக்கும் செயல்திறனை உடையது. Fe(II), பார்பிரின் ஈனியுடன் பிணைக்கப்பட்ட நிலையும், மற்றும் குளோபின் புரோட்டீனோடு இணைக்கப்பட்ட நிலையிலும் உள்ள, ஹூம் என்ற அணைவுச் சேர்மத்தை, மையோகுளோபின் உள்ளடக்கியது. ஆறாம் இடம் ஹீமோகுளோபினில் காலியாக உள்ளது. இந்த இடம், ஆக்ஸிஜன் சேர்ந்த நிலையில், ஆக்ஸி ஹீமோகுளோபின் ஆக மாறுகிறது. ஹீமோகுளோபினும் (Hb) O_2-னும். ஆக்ஸி ஹீமோகுளோபினோடு சமநிலையில் உள்ளது.

$$Hb + O_2 \rightleftharpoons HbO_2$$ ஆக்ஸி ஹீமோகுளோபின்

நுரையீரலில் உண்டான ஆக்ஸி ஹீமோகுளோபின் செல்களுக்குச் சென்று, ஆக்ஸிஜனைக் கொடுக்கிறது.

செல் வெளித் தள்ளிய CO_2, நீருடன் வினைபுரிந்து பெறப்பட்ட HCO_3^- உடன் ஹீமோகுளோபின் இணைகிறது. நுரையீரலை அடைந்தவுடன், நீராற்பகுப்பில் CO_2 வாயுவை வெளித் தள்ளுகிறது.



பெரும்பகுதியான O_2 ஒளிச்சேர்க்கையால் உண்டாக்கப்படுகிறது. டை ஆக்ஸிஜன் அல்லது மூலக்கூறு ஆக்ஸிஜன் பசுமைத் தாவரங்களால் தயாரிக்கப்படுகிறது. தாவரங்களின் பசுமைப் பகுதியில் உள்ள குளோரபில், சூரிய ஆற்றலைக் கொண்டு, கார்போஹைட்ரேட் மற்றும் மூலக்கூறு ஆக்ஸிஜனைத் தயாரிக்கிறது. புவியின் பரப்பில் 46.6% ஆக்ஸிஜன் உடையது, மற்றும் சிலிகேட் கனிமங்களில் முக்கிய இயைபாக உள்ளது Pt, Au, W மற்றும் உயரிய வாயுக்களைத் தவிர பிற எல்லா தனிமங்களும் ,அறை வெப்பநிலையில் (அல்லது) வெப்பப்படுத்தும் பொழுது, டை ஆக்ஸிஜனுடன் வினைபுரிகின்றன, ஆக்ஸிஜனின் பிணைப்பு ஆற்றல் ($493\ KJ\ mol^{-1}$), அதிகமாக இருப்பினும், வினைகள் பொதுவாக வலிமையான வெப்ப வெளிவிடுவினைகளாகும். எனவே, வினை ஆரம்பித்தவுடன், தன்னிச்சையாக தொடரும் பண்புடையது.

டை ஆக்சிஜன், மூலக்கூறு ஆக்ஸிஜன் எனவும் அழைக்கப்படுகின்றது. சுவாசித்தலுக்கு மிருகங்கள் மற்றும் தாவரங்களுக்கு மூலக்கூறு ஆக்ஸிஜன் மிகவும் அவசியம் (உடம்பினுள் ஆற்றலை வெளிப்படுத்த). எனவே மூலக்கூறு ஆக்சிஜன் ஒரு செல் எரிபொருளாகும்.

டை ஆக்ஸிஜனுக்கும், ஹீமோ–குளோபினுக்கும் (ரத்த செல்களில் உள்ள சிவப்பு நிறமி) இடையே ஏற்படும் அணைவுச் சேர்மம் மிகவும் முக்கியத்துவம் உடையது. ஏனெனில் இம்முறையில் உயர் மிருகங்களில், ஆக்ஸிஜனைச் சுமந்து, செல்களுக்குச் செல்ல இம்முறை மிகவும் அவசியமானது.

7.6.1 பிறவிநிலை ஆக்ஸிஜனும், மூலக்கூறு ஆக்ஸிஜனும்

ஆக்சிஜன் மூலக்கூறு மிகவும் நிலைப்புத் தன்மை உடையது. உயர் வெப்பநிலையில் சூடுபடுத்தும் பொழுது, மிகக் குறைந்த அளவே சிதைவுறுகிறது. இந்த வினை ஒரு வெப்ப உறிஞ்சு வினையாகும்.

$$O_2 \rightarrow 2[O] \qquad \Delta H = +\ 116.8\ kcal$$

ஆனாலும், மிகக் குறைந்த அழுத்தத்தில் ஆக்ஸிஜனுள் மின்னாற்றலைச் செலுத்தும் பொழுது, 20% சிதைவு அடைகிறது.

எடுத்துக்காட்டாக, 1 mm அழுத்தத்தில் ஒரு பிரிகை குழாயினுள் ஆக்சிஜனைச் செலுத்தும் பொழுது, வெளிவரும் வாயு வேதியியலில் மிகவும் வினைபுரியும் தன்மை வாய்ந்தது. இதன் கோடு நிற நிரல், மூலக்கூறு, தனி அணுக்களாக இருப்பதை உறுதி செய்கிறது. எனவே, வெப்ப உறிஞ்சு வினையில் அணுநிலை ஆக்சிஜன் உருவாகிறது.

$$O_2 \rightarrow O + O\ ; \qquad \Delta H = 489.6\ kJ$$

வினைகள்

1. மூலக்கூறு ஆக்சிஜன் உருவாதல்

ஒரு மெல்லிய பிளாட்டினக் கம்பியை, அணுநிலை ஆக்சிஜனில் வைக்கும் பொழுது, வெப்பப்படுத்தப்பட்டு, எரியும் தன்மை ஏற்படுகிறது. இதுவே ஆக்சிஜன் அணுக்கள், மூலக்கூறாக மாறி வெப்பத்தை வெளித் தள்ளுதலை உறுதி செய்கிறது. நியம சூழ்நிலைகளில், பிளாட்டினக் கம்பியின் வெப்பநிலை உயர்வு, வாயு அணு நிலை ஆக்சிஜனின் செறிவைப் பொறுத்து அமைகிறது.

2. ஓசோன் உருவாதல்

அணு ஆக்சிஜன், மூலக்கூறு ஆக்சிஜனுடன் இணைந்து, ஓசோனாக மாறுகிறது. இது நீர்ம காற்றினால் குளிர வைக்கப்படுகிறது. $O_2 + [O] \rightarrow O_3$

3. ஆக்சிஜனேற்றம்

அணுநிலை ஆக்சிஜன் ஒரு வன்மிகு ஆக்சிஜனேற்றியாகும். அலிபாட்டிக் மற்றும் அரோமேடிக் ஹைட்ரோ கார்பன்கள் மற்றும் மெதில் ஆல்கஹால் ஆகிய சேர்மங்களை அணுநிலை ஆக்சிஜன், ஆக்சிஜனேற்றமடையச் செய்து, வெப்பம் மற்றும் ஒளியை விழச் செய்கிறது. நைட்ரிக் ஆக்சைடுடன் ஒரு குறிப்பிட்ட பச்சை கலந்த வெண்மை ஒளிர்வை உண்டாக்குகிறது. H_2S மற்றும் CS_2 ஆகியவை அணுநிலை ஆக்ஸிஜனோடு வினைபுரிந்து சாம்பல் கலந்த நீலநிற சுவாலையை வெளித் தள்ளுகிறது.

7.6.2 ஆக்சைடுகள்

எல்லா தனிமங்களும், டை ஆக்சிஜனுடன் வினைபுரிந்து ஆக்சைடுகளை உருவாக்குகின்றன. ஆக்சைடுகள் அவற்றின் அமைப்பினைப் பொறுத்தும் அல்லது அவைகளின் வேதியியல் பண்பினைப் பொறுத்தும் வகையீடு செய்யப்படுகின்றன.

(i) அமில ஆக்சைடுகள்

பெரும்பாலும், அலோகங்கள், சகவலுப்பு தன்மையை உடையன. மற்றும் அமில ஆக்சைடுகளைத் தருகின்றன. இவை குறைந்த உருகுநிலை மற்றும் கொதிநிலைகளை உடையன. ஆனால் B_2O_3 மற்றும் SiO_2 சேர்மங்கள் எல்லையிலா ''மிகப் பெரிய மூலக்கூறுகளை'' உருவாக்குகின்றன. அனைத்தும் அமில பண்புகளை உடையன. சில ஆக்சைடுகள் நீரில் கரைந்து அமிலங்கள் உருவாக்குகின்றன.

எனவே இவ்வகை ஆக்சைடுகள் 'அமில நீரிலி' என அழைக்கப்படுகின்றன.

$B_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2H_3BO_3$ $\quad$ $N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HNO_3$

$P_4O_{10} + 6H_2O \rightarrow 4H_3PO_4$ $\quad$ $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$

SiO_2 போன்ற ஆக்சைடுகள் நீரில் கரைவதில்லை. ஆனால் NaOH உடன் வினைபுரிகின்றன. எனவே அமிலப் பண்புகளை உடையன.

(ii) கார ஆக்சைடுகள்

உலோக ஆக்சைடுகள் பொதுவாக கார குணம் உடையன. பெரும்பாலான உலோக ஆக்சைடுகள் அயனித் தன்மையையும் O^{2-} அயனியையும் கொண்டுள்ளன. சில ஆக்சைடுகள் நீரில் கரைந்து காரக் கரைசல்களைத் தருகின்றன.

$$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$$

$$BaO + H_2O \rightarrow Ba(OH)_2$$

அநேக உலோக ஆக்சைடுகள் M_2O_3 மற்றும் MO_2 வாய்பாடுடைய ஆக்சைடுகளைத் தருகின்றன. அயனித் தன்மை பெற்றிருந்தாலும், நீருடன் வினைபுரிவதில்லை

எடுத்துக்காட்டு : Tl_2O_3, Bi_2O_3 மற்றும் ThO_2 இவ்வகை ஆக்சைடுகள் அமிலத்துடன் வினைபுரிந்து உப்புக்களைத் தருகின்றன. எனவே இவைகள் காரங்களாகும்.

$$CaO + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O$$

ஒரு உலோகம் ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட ஆக்சிஜனேற்ற நிலையில் இருப்பின், இவைகள் ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட ஆக்சைடுகளைத் தரும்.

(எ.கா.) CrO, Cr_2O_3, CrO_3, PbO, PbO_2

(iii) ஈரியல்பு ஆக்சைடுகள்

வன் அமிலங்கள் மற்றம் வன் காரங்களுடன் வினைபுரிவதால் இவை ஈரியல்பு ஆக்சைடுகளாகும்.

$$ZnO + 2NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O$$ சோடியம் ஜிங்கேட்

$$ZnO + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2O$$

(iv) பெராக்சைடுகள்

ஆக்சிஜனேற்றம் பெற்ற இவ்வகை ஆக்சைடுகள், எதிர்பார்க்கும் அளவிற்கு அதிகமான ஆக்சிஜனைப் பெற்றுள்ளன. சில ஆக்சைடுகள் அயனித் தன்மையையும், பெராக்சைடு அயனியையும் O_2^{2-} கொண்டுள்ளன. முதல் மற்றும் இரண்டாம் தொகுதியைச் சார்ந்திருக்கும் உலோகங்கள் (Na_2O_2, BaO_2), O_2^{2-} அயனிகளை உடையன. பிற ஆக்சைடுகள் சகவலு பிணைப்பால் பிணைக்கப்பட்டு -O-O- அமைப்பை உடையன.

PbO_2 போன்ற ஆக்சைடுகள், அமிலங்களுடன் வினைபுரிந்து குளோரினை வெளியேற்றுகின்றன.

$$PbO_2 + 4HCl \rightarrow PbCl_2 + 2H_2O + Cl_2$$

(v) சேர்ம ஆக்சைடுகள்

ஒரு சில ஆக்சைடுகள், இரு ஆக்சைடுகளின் கூட்டுச் சேர்மமாக உள்ளன.

(எ.கா.) பெர்ரஸ் – பெரிக் ஆக்சைடு (Fe_3O_4). FeO மற்றும் Fe_2O_3 ஆகிய கலவையாக கருதப்படுகிறது.

இவை அமிலங்களுடன் வினைபுரிந்து பெர்ரஸ் மற்றும் பெரிக் உப்புக் கலவையைத் தருகின்றன.

$$Fe_3O_4 + 8HCl \rightarrow FeCl_2 + 2FeCl_3 + 4H_2O$$

(vi) நடுநிலை ஆக்சைடுகள்

ஒரு சில சகவலு ஆக்சைடுகள் அமிலமோ, கார குணங்களையோ பெற்றிருப்பதில்லை. (N_2O, NO, CO)

(vii) டை ஆக்சைடுகள்

இவ்வகை ஆக்சைடுகளும் எதிர்பார்ப்பதற்கும் மேலாக அதிக அளவு ஆக்சிஜனைக் கொண்டுள்ளன. ஆனால் அமிலங்களுடன் H_2O_2 த் தராது. (எ.கா.) NO_2, SO_2

7.7 ஓசோன்

ஓசோன் ஆக்சிஜனின் புறவேற்றுமை வடிவம் ஆகும். இதன் மூலக்கூறு வாய்பாடு O_3. நிலைப்புத் தன்மையற்ற கருநீலமுடைய டையா காந்தத் தன்மையுடைய வாயுவாகும். மிகச் சிறிய அளவு ஓசோன் வளிமண்டலத்திலும் கடல் அல்லது பெரிய ஏரிகளின் அருகிலும் காணப்படுகின்றன.

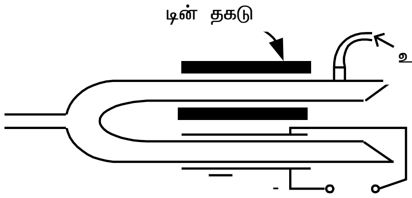
புவியின் பரப்பிற்கு மேல் 12 ல் இருந்து 15 மைல்களுக்கு அப்பால் வேண்டிய அளவு ஓசோன் உள்ளது. வளி மண்டலத்தில் உயரே அமைந்துள்ள ஓசோன் மண்டலம், சூரியக் கதிர்களிலிருந்து வரும் தீமையைத் தரும் புற ஊதாக் கதிர்களை உறிஞ்சி, புவியில் வாழும் மானிடர் மற்றும் பிற உயிரினங்களையும் பாதுகாக்கிறது.

சோதனைச் சாலை தயாரிப்பு

ஓசோனைசர் என்ற சாதனத்தில் உலர்ந்த ஆக்சிஜனை குறைந்த அழுத்தத்தில் மின்னாற்றலுக்குச் செலுத்தி ஓசோன் பெறப்படுகிறது.

சீமென்ஸ் ஓசோனைசர்

இச்சாதனம் இரு உலோகக் குழாய்கள் ஒன்றைச் சுற்றி மற்றொன்றுமாக அமைந்து, ஒரு புறம் மூடப்பட்ட அமைப்பாகும். உள்குழாயின் உட்புறமும், வெளிக்குழாயின் வெளிப்புறமும் மெல்லிய டின் பூச்சு பூசப்பட்டுள்ளது. ஒவ்வொரு குழாயும் ஒவ்வொரு மின் துருவத்துடனும் இணைக்கப்பட்டுள்ளது. இவ்விரு குழாய்களுக்கிடையே குறைந்த வெப்பநிலையிலும், குறைந்த அழுத்தத்திலும் உலர்ந்த தூய ஆக்சிஜன் வாயு, மின் தூண்டுதலுக்கு உட்படுத்தப்படுகிறது. இதனால் சிறிதளவு ஆக்ஸிஜன் மூலக்கூறாக ஓசோனாக மாறுகிறது. ஓசோனைசரிலிருந்து வெளிவரும் ஓசோன் செலுத்தப்பட்ட ஆக்சிஜனில் 12% உள்ளது.



பண்புகள்

இயற்பியல் பண்புகள்

வெளிர் நீல நிறமுடைய வாயு 160.6K வெப்பநிலையில் ஒடுங்கி கருநீல நீர்மமாக மாறுகிறது. 23.3K வெப்பநிலையில் உறையும் பண்பை உடையது.

வேதியியல் பண்புகள்

1. சிதைவு : தூய ஓசோன் ஒரு வெடிப்புடன் சிதையும் பண்புடையது.
$2O_3 \rightarrow 3O_2$

2. ஆக்சிஜனேற்ற வினை : ஓசோன், எளிதாக பிறவிநிலை ஆக்சிஜனைத் தருவதால், சிறந்த ஆக்சிஜனேற்றியாக செயல்படுகிறது.

(i) லெட் சல்பைடு, லெட் சல்பேட்டாக ஆக்சிஜனேற்றமடைகிறது.

$$PbS + 4O_3 \rightarrow PbSO_4 + 4O_2$$

(ii) பொட்டாசியம் மாங்கனேட், பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டாக ஆக்சிஜனேற்ற–மடைகிறது.

$$2K_2MnO_4 + H_2O + O_3 \rightarrow 2KMnO_4 + 2KOH + O_2$$

3. ஓசோன் பெராக்சைடுகளுடன் வினைபுரிந்து, அவைகளை ஆக்சைடுகளாக ஒடுக்கி, ஆக்சிஜனை வெளியேற்றுகிறது.

$$BaO_2 + O_3 \rightarrow BaO + 2O_2$$

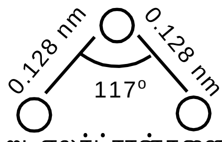
$$H_2O_2 + O_3 \rightarrow H_2O + 2O_2$$

ஓசோனின் பயன்கள்

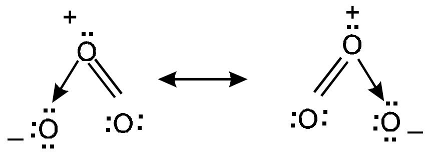
1. கிருமி நாசினியாகவும், பூச்சிக் கொல்லியாகவும் பயன்படுகிறது.
2. எண்ணெய், தந்தம், மாவு மற்றும் ஸ்டார்ச்சை வெளுப்பதற்கும் பயன்படுகிறது.
3. செயற்கை சில்க் மற்றும் சூடம் தொகுப்பதிலும் பயன்படுகிறது.

ஓசோன் அமைப்பு

வளைந்த அமைப்புடைய ஓசோன் மூலக்கூறில் மூன்று ஆக்சிஜன் அணுக்கள் உள்ளன.



ஒவ்வொரு ஆக்சிஜனும், ஆறு எலக்ட்ரான்களை வழங்கியும், ஆக மொத்தம் $3 \times 6 = 18$ எலக்ட்ரான்கள் உள்ளன.



ஓசோன் மூலக்கூறு I மற்றும் II அமைப்புகளின் உடனிசைவு அமைப்பாகும்.

ஓசோன் படலம்

உயர் வளி மண்டலத்தில், ஆக்சிஜன் மூலக்கூறு, போடான் ஒளிக் கதிரை $(h\nu)$ உறிஞ்சி, ஓசோன் உருவாகிறது.

$$O_{2(g)} + h\nu \rightarrow 2O_{(g)} \qquad O_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow O_{3(g)}$$

இவ்வாறு உருவாகிய ஓசோன், அதிக ஆற்றலைப் பெற்றுள்ளதால் மீண்டும் O_2 மற்றும் O ஆக சிதைவுறுகிறது. பின்னர் (M) போன்ற CO_2, N_2 (அ) O_2 போன்ற மூலக்கூறுகளுடன் வினையுறுகிறது. இதுவே ஓசோன் மூலக்கூறு நிலைப்புத் தன்மை ஆற்றலுக்கும் காரணமாகிறது.

$$O^*_{3(g)} + M_{(g)} \rightarrow O_{3(g)} + M^*_{(g)}$$

ஓசோன் படலத்தைப் பாதிக்கும் காரணிகள்

சூரியனிலிருந்து வெளிவரும் வலிமை மிக்க புற ஊதாக் கதிர்களிடமிருந்து நம்மைப் பாதுகாக்கும் கவசமாக வளிமண்டலத்தில் உயரே உள்ள ஓசோன் பயன்படுகிறது. இவ்வாறான ஓசோன் கவசம் 30 கி.மீ. உயரே, வேண்டிய அளவு உள்ளது. இதுவே, குறைந்த அலை நீளத்தை உடைய UV கதிர்வீச்சை (300 nmக்கும் கீழ்) உறிஞ்சி நம்மைக் காக்கும் கவசமாக உள்ளது. எனவே ஓசோன் 'புவியைக் காக்கும் குடை' கருதப்படுகிறது. இவ்வாறு உறிஞ்சுவதால், O_3 சிதைந்து மீண்டும் O_2 ஆக மாறுகிறது.

$$O_{3(g)} + h\nu \rightarrow O_{2(g)} + O_{(g)}$$

$$2O_{(g)} \rightarrow O^*_{2(g)}$$

$$O^*_{2(g)} + M_{(g)} \rightarrow O_{2(g)} + M^*_{(g)}$$

புவியில் வாழும் உயிர்களின் திசுக்கள் குறைந்த அலைநீளம் உள்ள புற ஊதாக் கதிர்களினால் பெரிதும் பாதிப்புக்கு உள்ளாகின்றன. சமீப காலமாக, இந்தக் கவசம், அதிவேகமாகச் செல்லும் சூப்பர்சானிக் வானஊர்தி மற்றும் ஜெட் விமானங்கள் வெளிக் கக்கும் குளோரோபுளூரோ கார்பன் விளைப் பொருட்களினால் பாதிக்கப்பட்டு, கவசத்தில் காணும் ஓசோன் செறிவு குறைகிறது.

குளோரோபுளூரோ கார்பன்கள் (CFC) O_3 உடன் வினைபுரிந்து, 'ஓசோன் துளை' ஏற்பட காரணம் ஆகிறது. CFC சேர்மங்கள் குளிர்விப்பான்களாகவும், தெளிப்பான்களாகவும் பயன்படுத்தப்படுகின்றன. CFC சேர்மங்களின் வாழும் காலம் அதிகமாதலால் அடுத்த சில தலைமுறைகளில், இந்த ஓசோன் துளை பெரிதாகும் வாய்ப்பு உள்ளது. அண்டார்டிகா மற்றும் ஆர்க்டிக் சமுத்திரத்திற்கும் உயரே மேற்சொன்ன CFCக்களால் துளை ஏற்பட காரணமாகின்றன. இதனால் அதிக அளவு புற ஊதாக் கதிர் புவியைத் தாக்கி தோல் புற்றுநோய் (மெலனோமா) வர காரணமாகிறது.

$$CFC \xrightarrow{UV} Cl_{(g)} \qquad Cl_{(g)} + O_{3(g)} \rightarrow ClO_{(g)} + O_{2(g)}$$

$$ClO + O_{(g)} \rightarrow Cl_{(g)} + O_{2(g)} \qquad O_{3(g)} + O_{(g)} \rightarrow 2O_{2(g)}$$

நைட்ரஜனின் ஆக்சைடுகள் (கார் புகைபோக்கியின் மூலமாக வெளிவரும்) மற்றும் ஹாலஜன் ஓசோன் படலத்தைத் தாக்கும் என கண்டறியலாயிற்று. எனவே மாசுபடுதலைக் கட்டுப்படுத்துவதன் மூலம் புவியைக் காக்கும் கவசத்தைப் பாதுகாக்கலாம்.

வினாக்கள்

A. சரியான விடையை தேர்ந்தெடு.

1. தனிம வரிசை அட்டவணையில் 13ல் இருந்து 18 ஆம் தொகுதி வரை உள்ள தனிமங்கள் அறியப்படுவது

   (a) *s* - தொகுதி தனிமங்கள் (b) *p* - தொகுதி தனிமங்கள்

   (c) *d* - தொகுதி தனிமங்கள் (d) *f*- தொகுதி தனிமங்கள்

2. 18ஆம் தொகுதி தனிமங்களின் பொதுவான எலக்ட்ரான் வாய்பாடு

   (a) ns^2 (b) $ns^2\ np^1$ (c) $ns^2\ np^{1-5}$ (d) $ns^2\ np^6$

3. கீழ்காண்பவைகளில் கார ஆக்சைடு

   (a) Bi_2O_3 (b) SnO_2 (c) HNO_3 (d) SO_3

4. கீழ்காணுபவைகளில் மிகவும் நிலைப்பு தன்மை உடைய ஹைட்ரைடு

   (a) NH_3 (b) PH_3 (c) AsH_3 (d) BiH_3

5. போராக்சின் வாய்பாடு

   (a) $NaBO_2$ (b) $Na_2B_4O_7$

   (c) H_3BO_3 (d) மேற்கூறிய எதுவுமில்லை

6. கார்பன் தொகுதி தனிமங்களின் பொதுவான எலக்ட்ரான் அமைப்பு

   (a) ns^2np^6 (b) ns^2 (c) ns^2np^1 (d) ns^2np^2

7. அமோனியாவை பெருமளவில் தயாரிக்கும் முறை

   (a) பரிச முறை (b) ஆஸ்வால்டு முறை

   (c) ஹேபர் முறை (d) லிண்டே முறை

8. அலோகங்களின் ஆக்சைடுகள் பொதுவாக

   (a) அயனி (b) ஈதல் பிணைப்பு

   (c) சகவலுபிணைப்பு (d) மேற்கூறிய எதுவுமில்லை

9. உலோக ஆக்சைடுகள் பொதுவாகப் பெற்றிருக்கும் பண்பு

   (a) அமிலம் (b) காரம் (c) ஈரியல்பு (d) நடுநிலை

10. நைட்ரஜன் நிலைப்படுத்தல் மூலம் கிடைப்பது

    (a) அநேக ஆக்சிஜன் சேர்மங்கள் (b) அநேக பாஸ்பரஸ் சேர்மங்கள்

    (c) அநேக நைட்ரஜன் சேர்மங்கள் (d) அநேக சல்பர் சேர்மங்கள்

11. அசோ சாய தயாரிப்பில் பயன்படும், நைட்ரஜனின் ஆக்ஸி அமிலம்

    (a) நைட்ரஸ் அமிலம் (b) நைட்ரிக் அமிலம்

    (c) ஹைபோ பாஸ்பரஸ் அமிலம் (d) பெர் நைட்ரிக் அமிலம்

12. செயற்கைபட்டு பெருமளவு தயாரித்தலில் பயன்படும் ஐந்தாம் தொகுதி ஹைட்ரைடு

    (a) அமோனியா (b) ஸ்டிபின் (c) பாஸ்பின் (d) பிஸ்முத்தீன்

13. பல் மருத்துவம் மற்றும் சிறு அறுவை சிகிச்சையில் பயன்படும் மயக்க மருந்து
(a) நைட்ரஸ் ஆக்சைடு (b) நைட்ரிக் ஆக்சைடு
(c) நைட்ரஸ் ஆக்சைடு + O_2 (d) நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடு

14. ரிச்சர்ட்ஸ், ஸ்மாலி அறிவியலார்கள் கண்டறிந்த கார்பனின் புறவேற்றுமை வடிவம்
(a) கிராபைட் (b) டையமண்டு (c) ஃபுளாரின் (d) கருப்பு கார்பன்

B. கோடிட்ட இடங்களை நிரப்புக.

1. போரான் தொகுதி தனிமங்களின் பொதுவான எலக்ட்ரான் வாய்பாடு ....
2. போரான் நைட்ரஜனுடன் இணைந்து பெறப்படுவது ....
3. பண்பறி பகுப்பாய்வில் உலோகக் கூறினை கண்டறிய உதவுவது ....
4. .... கனிம பென்சீன் என்றழைக்கப்படுகிறது.
5. டையமண்டில் ஒவ்வொரு கார்பன் அணுவும் பிற அணுக்களுடன் இணைவது .... பிணைப்பு.
6. C_{60} பக் மினிஸ்டர் ஃபுளாரின் செல்லமாக அழைக்கப்படுவது ....
7. CCl_4 நீரால் பகுப்பிற்கு ....
8. நைட்ரஜனைக் கண்டறிந்தவர் ....
9. நைட்ரிக் அமிலத்தின் பெயர்க் காரணம் ....
10. விளாவுதல் அதிகரிக்க அதிகரிக்க நைட்ரிக் அமிலத்தின் ஆக்ஸிஜனேற்றம் திறன் ....
11. டை ஆக்ஸிஜன் என்பது .... என்றும் அழைக்கப்படுகிறது.
12. அணுநிலை ஆக்ஸிஜன் மூலக்கூறு ஆக்சிஜனோடு இணைந்து பெறப்படுவது ....
13. ஓசோன் தயாரிக்கப் பயன்படும் ஓசோனைசர் .... எனப்படும்.
14. ஓசோன் எளிதில் .... ஆக்ஸிஜனை தள்ளும்.
15. தொகுப்பு சூடம் தயாரிப்பில் பயன்படுவது ....

C. பொருத்துக.

(a)

1. போராக்ஸ்	a. கார்பனின் புறவேற்றுமை
2. கிராபைட்	b. $Na_2B_4O_7$
3. ZnO	c. ஓசோன்
4. CFC	d. நடுநிலை ஆக்சைடு
5. NH_3	f. நைட்ரஜன் நிலைப்படுத்தல்

(b)

1. மந்தஜோடி விளைவு	a. நைட்ரிக் அமிலம்
2. ஆக்சி அமிலம்	b. செல் எரிபொருள்
3. நீர்ம நைட்ரஜன்	c. குறை ஆக்சிஜனேற்ற நிலையை நிலைப்படுத்தல்
4. ஆஸ்வால்டு முறை	d. ஓகோன்
5. மூலக்கூறு ஆச்சிஜன்	e. பிளாட்டினக் கம்பி வலை
	f. குளிர்விப்பான்

(c) போராக்ஸ் மணி சோதனை

1. காப்பர்	a. நீலம்
2. அயர்ன்	b. சாம்பல்
3. மாங்கனீசு	c. சிகப்பு
4. கோபால்ட்	d. பச்சை சீசா
5. குரோமியம்	e. நிறமற்றது
	f. பச்சை

D. ஓரிரு வார்த்தைகளில் விடையளி.

1. *p*-தொகுதி தனிமங்கள் குறை ஆக்சிஜனேற்ற நிலை நிலைப்படுத்துவதின் காரணங்களை கூறுக.
2. போரான் டிரை புளூரைடின் எலக்ட்ரான் ஏற்பு பண்பினை சான்று காட்டி விளக்கு.
3. III தொகுதியில் ஒன்று மற்றும் மும்மை இணைதிறன்கள் உள்ள தனிமங்களுக்கு ஒவ்வொரு சான்று தருக.
4. டைமண்ட் கிராபைட்டைக் காட்டிலும் ஏன் கடினமானது ?
5. போரான் தொகுதி ஏன் ஹைட்ரைடுகளை உருவாக்கும் தன்மையை பெறுகின்றன.
6. போரான் B^{3+} அயனியைத் தருவதில்லை ஏன் ?
7. PH_3 யை காட்டிலும், NH_3 ஏன் அதிக கொதிநிலையை உடையது ஏன் ?
8. அமோனியா நீரில் கரையும், ஆனால் 15 ஆம் தொகுதி தனிமங்களின் ஹைட்ரைடுகள் நீரில் கரைவதில்லை – ஏன் ?
8. எது ‘‘புவியின் பாதுகாப்பு குடை’’ எனக் கருதப்படுகிறது.
10. ஓசோனின் ஏதேனும் மூன்று பயன்களைக் கூறுக.
11. CFC க்கள் என்றால் என்ன – இவை சுற்றுப்புறத்தோடு செயல்படுவதை கூறு.
12. கூட்டு ஆக்சைடுகள் என்றால் என்ன ? சான்று தருக.

13. ஹீமோகுளோபின், மயோகுளோபினில் காணும் உலோக அயனிகளைக் கூறி அதன் செயல்திறன்களை விளக்கு. $B_2O_3 + CuSO_4 \rightarrow Cu(BO_2)_2 + SO_3$ எனவே சேர்மம் $B \rightarrow$ காப்பர் மணி $Cu(BO_2)_2$ ஆகும்.

E. சுருக்கமான விடையளி.

1. மந்த ஜோடி விளைவினை தகுந்த எடுத்துக்காட்டுடன் விளக்குக.
2. 15ஆம் தொகுதி தனிம ஹைட்ரேட்டுகளை பற்றி விரிவாய் விளக்கு.
3. போராக்சில் இருந்து எவ்வாறு போரான் பிரித்து எடுக்கப்படுகிறது.
4. கீழ்காணுபவைகளோடு போரான் ஏற்படும் வினைகளைத் தருக.
   (a) அடர் H_2SO_4 (b) அடர் HNO_3 (c) SiO_2
5. காலமனைட்டில் இருந்து எவ்வாறு போராக்ஸ் பெறப்படுகிறது.
6. பண்பறி பகுப்பாய்வில் போராக்ஸ் மணி சோதனை எவ்வாறு காரக் கூறுகளை கண்டறிய உதவுகின்றது.
7. கீழ்காணும் சேர்மங்கள் எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகின்றன.
   (a) டைபோரேன் (b) போரசோல்
8. டைமண்டுக்கும், கிராபைட்க்கும் உள்ள அமைப்பு வேறுபாட்டை விளக்கு.
9. நைட்ரஜன் நிலைப்படுத்தலைச் சுருக்கி வரைக.
10. ஆஸ்வால்ட் முறையில் நைட்ரிக் அமிலம் எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகிறது.
11. SiC ஏன் உராய்வுப் பொருளாக பயன்படுகிறது ?
12. ஆக்சிஜனை சார்ந்து அமையும் மிருகங்களை எவ்வாறு மூலக்கூறு ஆக்சிஜன் முக்கியத்துவத்தைப் பெறுகிறது.
13. ஓசோன் கீழ்காணுபவைகளோடு எவ்வாறு வினைபுரிகிறது? : (a) PbS (b) $KMnO_4$

கணக்கு

ஒரு தனிமம் 13ஆம் தொகுதியிலும், இரண்டாம் வரிசைத் தொடரிலும் உள்ளது. இது அந்த தொகுதியின் பிரதிநிதித்துவ தனிமமாகும். இது CO_2 வுடன் ஆக்சைடைத் (A) தருகிறது. A, $CuSO_4$வுடன் வினைபுரிந்து நீலமணியைத் (B) தருகிறது. தனிமம் மற்றும், சேர்மம், A, Bயை கண்டறிக. வினையை எழுது.

தீர்வு

இரண்டாம் வரிசைத் தொடரிலும், 13ஆம் தொகுதியிலும் காணும் தனிமம் போரான் ஆகும். இத்தனிமம், CO_2வுடன் வினைபுரிகிறது.

$3CO_2 + 4B \rightarrow 2B_2O_3 + 3C$ எனவே சேர்மம் $A \rightarrow B_2O_3$ ஆகும்.

B_2O_3, $CuSO_4$ உடன் வினைபுரிந்து $Cu(BO_2)_2$ மணியைத் தருகிறது.

$$CuSO_4 + B_2O_3 \rightarrow \underset{\text{ஊதா}}{Cu(BO_2)_2} + SO_3$$

எனவே, சேர்மம் B காப்பர்மணி ஆகும் $Cu(BO_2)_2$.

சோதனைக் கணக்கு

1. BF_3, LiH வுடன் இணைந்து சேர்மம் A யை தருகிறது. சேர்மம் A நீருடன் இணைந்து B யை தருகிறது. A அமோனியாவுடன் 390K வெப்பநிலையில் வினைபுரிந்து சேர்மம் C தருகிறது. சேர்மம் A, B, C ஆகியவைகளைக் கண்டறிக.
2. ஒரு தனிமம் 15ஆம் தொகுதியிலும், இரண்டாம் வரிசைத் தொடரிலும் உள்ளது. அதிக அழுத்தத்தில் வினைவேக மாற்றி முன்னிலையில் ஹைட்ரஜனுடன் A ஹைட்ரைடைத் தருகிறது. அதிக காற்றின் முன்னிலையிலும், பிளாட்டினம் முன்னிலையிலும் B ஆக்ஸி அமிலத்தைத் தருகிறது. A மற்றும் B யை கண்டறிக.
3. ஒரு தனிமம் 16ஆம் தொகுதியிலும், இரண்டாம் வரிசைத் தொடரிலும் உள்ளது. குறைந்த அழுத்த மின் பொறிக்கு உட்படுத்தும்போது ''A'' தருகிறது. A, லெட்சல்பைடுடன் ''B''யை தருகிறது. A BaO_2 வுடன் ''D'' யை தருகிறது. A, B, C, D ஆகியவைகளைக் கண்டறிக.
4. ஒரு தனிமம் 14ஆம் தொகுதியிலும், இரண்டாம் வரிசைத் தொடரிலும் உள்ளன. இத்தனிமம் அநேக புறவேற்றுமை வடிவங்களை உடையது. இதில் ஒரு வடிவம், ''A'' வழுக்கும் பண்பினை உடையது. மற்றொரு வடிவம் ''B'' மிகவும் கடினத்தன்மை உடையது. இத்தனிமத்தின் புதிய புற வேற்றுமைக் கண்டுபிடிப்பு ''C'' பக்கிபால் என அழைக்கப்படுகிறது. இது ஓர் அதி தீவிர கடத்தியாகும். A, B,C ஆகிய வகைகளைக் கண்டறிக.

தொகுப்புரை

- தனிம வரிசை அட்டவணையில் 13 ஆம் தொகுதியில் இருந்து 18 ஆம் வரை உள்ள தனிமங்கள் *p*-தொகுதி தனிமம் என அழைக்கப்படுகின்றன. இவற்றின் குறைந்த ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகள், மந்த ஜோடி விளைவுகளால் நிலைப்படுத்தப்படுகின்றன.
- 13 ஆம் தொகுதி போரான் தொகுதியாகும். போராக்ஸ் மற்றும் காலமனைட் தாதுக்களில் இருந்து, போரான் பிரித்து எடுக்கப்படுகிறது. இவற்றுள் முக்கியமானது போராக்ஸ். இதனைக் கொண்டு பண்பறிப் பகுப்பாய்வில், காரக் கூறுகள் கண்டறியப்படுகின்றன.
- போரானின் எளிய ஹைட்ரைடு BH_3 ஆகும். போரான் ட்ரை ஹைலைடுகளில் இருந்து B_2H_3 தயாரிக்கப்படுகிறது.

- 14 ஆம் தொகுதி கார்பன் தொகுதி என அழைக்கப்படுகிறது. கார்பன் பல்வேறு புறவேற்றுமை வடிவங்களை வடையது. டைமண்ட், கிராபைட், ஃபுளோரின் மற்றும் படிகமற்ற கார்பன் ஆகும். இத்தொகுதி தனிமங்கள் அநேக ஹைட்ரைடுகள், ஹாலைடு மற்றும் கார்பைடுகளைத் தருகின்றன.

- 15 ஆம் தொகுதி நைட்ரஜன் தொகுதி என அழைக்கப்படுகிறது. தாவர வாழ்க்கைக்கு நைட்ரஜன் மிகவும் அவசியம். இது நைட்ரஜன் நிலை நிறுத்துவதில் முக்கிய பங்கு வகிக்கிறது. நைட்ரஜன் சுழற்சியின் மூலம் இதன் முக்கியத்துவம் நன்கு அறியப்படுகிறது,

- நைட்ரஜனின் முக்கிய ஆக்சி அமிலம் நைட்ரிக் அமிலம் ஆகும். ஆஸ்வால்டு முறையில் தயாரிக்கப்படுகிறது. இது உலோகம், அலோகங்கள் மற்றும் சேர்மங்களை ஆக்சிஜனேற்றம் செய்கிறது.

16 ஆம் தொகுதி ஆக்சிஜன் தொகுதி என அழைக்கப்படுகிறது. உயிர் வாழ்க்கைக்கு ஆக்சிஜன் மிகவும் அவசியமானது. டை ஆக்சிஜன் அல்லது மூலக்கூறு ஆக்சிஜன் ஹீமோகுளோபின் மற்றும் மயோகுளோபின் செயல்திறன்களுக்கு மிகவும் முக்கிய பங்கு வகிக்கிறது. உயர் வளி மண்டலத்தில் உள்ள ஓசோன் மற்றும் ஓசோன் படலத்தைப் பற்றி அறிவது மிகவும் அவசியம். ஓசோன் படலப் பாதிப்பைப் பற்றி நன்கு அறிந்து அதனை சரிசெய்வதை மிகவும் முக்கியமான பணியாகக் கருதவேண்டும்.

மேற்பார்வை நூல்கள்

1. General Chemistry - John Russel McGraw Hill International Edition 3rd Edition.
2. University General Chemistry - An Introduction to Chemical Science edited by CNR Rao Mc Millan India Limited, Reprint - 2002.
3. Heinemann Advanced Science Chemistry - Second Edition Ann and Patrick Fullick 2000.
4. Inorganic Chemistry, P.L. Soni.

இயற்பியல் வேதியியல்

8. திடநிலைமை - 1

கற்றலின் கோட்பாடுகள்

- *படிகத் திடப்பொருளின் வரையறை.*
- *படிகத் திடப்பொருள் மற்றும் படிக வடிவமற்ற திடப்பொருள் ஆகியவற்றிற்கான வேறுபாடுகள்.*
- *அலகுக் கூட்டின் வரையறை.*
- *சோடியம் குளோரைடு மற்றும் சீசியம் குளோரைடின் அலகுக் கூட்டினை அறிதல்.*
- *மில்லர் குறிகாட்டிகளின் வரையறை.*
- *ஒரு கனச்சதுர அமைப்பில் உள்ள முக்கிய தளங்களை மில்லர் குறிகாட்டிகள் வழியாக அறிதல்.*
- *வெவ்வேறு வகையான கனச்சதுர படிக அமைப்புகளை அறிதல் படிக அமைப்புகளை அறிதல்.*

8.1 படிகத் திடப்பொருள்கள்

சோடியம் குளோரைடு. கந்தகம் மற்றும் சர்க்கரை போன்ற சில திடப்பொருள்கள் சுருக்க இயலாத்தன்மை மற்றும் கட்டிறுக்கம் ஆகிய பண்புகளைப் போன்று சீரான வரையறுக்கப்பட்ட வடிவமைப்பை பெற்றுள்ளன. இத்தகைய திடப்பொருள்களில் உள்ள அணுக்கள் அல்லது மூலக்கூறுகள் ஒழுங்கான மற்றும் சீரான முப்பரிமாண அமைப்பில் அமைந்துள்ளன. இவ்வமைப்பைப் பெற்றுள்ள சேர்மங்கள் படிகத் திடப்பொருள்கள் என்றழைக்கப்படுகின்றன.

X–கதிர் ஆய்விலிருந்து படிகத்தில் உள்ள மூலக்கூறுகள், அணுக்கள் அல்லது அயனிகள் சீரான முப்பரிமாண அமைப்பில் படிகம் முழுவதும் அமைந்துள்ளது என்பதை கண்டறியலாம். இத்தகைய சீரான மற்றும் ஒழுங்கான அமைப்பானது படிகத்தில் நீளத் தொலைவாக அமைந்துள்ளதை நீண்ட எல்லை வரிசை எனப்படும்.

படிகத் திடப்பொருள்கள் தீர்க்கமான உருகுநிலையைப் பெற்றுள்ளன. மின் மற்றும் வெப்பக் கடத்துத் திறன் போன்ற இயற்பண்புகள் படிகத் திடப் பொருள்களுக்கு வெவ்வேறு திசைகளில் வெவ்வேறாக உள்ளதால் அவை திசையொப்பு பண்பிலாப் பொருள்கள் எனப்படும்.

படிக வடிவமற்ற திடப்பொருள்கள்

கண்ணாடி, இரப்பர் மற்றும் பிளாஸ்டிக் போன்ற திடப்பொருள்கள் ஓரளவு சுருக்க இயலாத்தன்மை மற்றும் கட்டிறுக்கம் ஆகிய பண்புகளை பெற்றிருந்தாலும், அவை வரையறுக்கப்பட்ட வடிவமைப்பை பெற்று இருப்பதில்லை. இத்தகைய சேர்மங்கள் படிக வடிவமற்ற திடப்பொருள்கள் என்றழைக்கப்படுகின்றன.

படிகவடிவமற்ற திடப்பொருள்கள் ஒழுங்கான வடிவமைப்பையும். தீர்க்கமான உருகுநிலையையும் பெற்றிருப்பதில்லை. ஆனால். வெப்பப்படுத்தும் போது நீர்மநிலையை அடையும் வரை உருகுகின்றன. இத்திடப்பொருள்களுக்கு நன்கு வரையறுக்கப்பட்ட முகப்பும், வடிவமைப்பும் இல்லை. பெரும்பாலான படிக வடிவமற்ற திடப்பொருள்கள் மூலக்கூறு கலவையாக ஒன்றுடன் ஒன்று இணைக்கப்படாமல் உள்ளன. மற்றவை பெரிய சிக்கலான மூலக்கூறுகளாக உள்ளன. படிக வடிவமற்ற திடப்பொருள்கள் அதி குளிர வைக்கப்பட்ட நீர்மங்களாக கருதப்படுகின்றன. ஆனால், அவற்றிலுள்ள மூலக்கூறுகளுக்கிடையேயுள்ள ஈர்ப்பு விசை அதிகமாக உள்ளதால் கட்டிறுக்கத்துடன் கூடிய ஒழுங்கற்ற வடிவமைப்பைப் பெற்றுள்ளன. படிக வடிவமற்ற திடப்பொருட்கள் தீர்க்கமான வெப்பநிலையில் உருகுவதில்லை. பதிலாக குறிப்பிட்ட வெப்பநிலை எல்லையில் அவற்றிலுள்ள வெவ்வெறு மூலக்கூறுக்கிடைப்பட்ட விசை குறைந்து மென்மையடைகிறது.

படிக வடிவமற்ற திடப்பொருள்களின் இயற்பண்புகள் அனைத்து திசைகளிலும் ஒன்றாக உள்ளதால். அவை திசையொப்பு பண்புடைய பொருள்கள் எனப்படும்.

படிகத் திடப்பொருள்கள் மற்றும் படிக வடிவமற்ற திடப்பொருள்கள் ஆகியவற்றிற்கிடையேயான வேறுபாடுகள் :

படிக திடப்பொருள்கள், படிக வடிவமற்ற திடப்பொருள்களிலிருந்து பின்வருமாறு வேறுபடுகின்றன.

1. ஒழுங்கான வடிவமைப்பு

படிகத் திடப்பொருள்களில் மூலக்கூறுகள் அல்லது அணுக்கள் சரியான முப்பரிமாண அமைப்பில் அமைந்துள்ளதால் தீர்க்கமான மற்றும் ஒழுங்கான வடிவமைப்பை பெற்றுள்ளன. மாறாக. படிக வடிவமற்ற திடப்பொருள்களில் உள்ள மூலக்கூறுகள் அல்லது அணுக்கள் சரியான அமைப்பில் அமையவில்லை. எனவே. அவை ஒழுங்கான வடிவமைப்பை பெற்றிருப்பதில்லை. ஒரு சில படிக வடிவமற்ற திடப்பொருள்களில் உள்ள மூலக்கூறுகள் அல்லது அணுக்கள் ஒழுங்காக அமைந்திருந்தாலும். அமைந்திருக்கும் தொலைவானது சில ஆங்க்ஸ்ட்ராம் நீளம் மட்டுமே உள்ளது. எனவே, படிக வடிவமற்ற திடப்பொருள்கள், படிகத் திடப் பொருள்களை போல நீண்ட எல்லை வரிசையைப் பெற்றியிருப்பதில்லை.

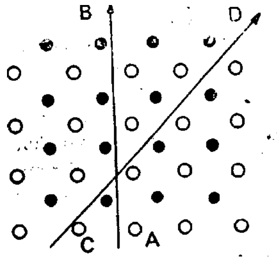
2. உருகு நிலைகள்

ஒரு திடப்பொருளை சூடுபடுத்தும்போது அதனுடைய மூலக்கூறு அதிர்வானது அதிகரிக்கிறது. இந்த அதிர்வு மிகவும் அதிகமாகும் போது மூலக்கூறுகள் அமைந்துள்ள புள்ளியிலிருந்து வெளிவருகிறது. இப்பொழுது அவை மேலும் தனியாக இயங்கி சுழற்சி இயக்கத்துடன் செயல்படுகின்றன. இச்செயல்முறை நிகழும் வெப்பநிலை உருகுநிலை எனப்படும்.

படிக திடப்பொருள்கள் தீர்க்கமான உருகுநிலையைப் பெற்றுள்ளன. அதாவது. குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் முழுவதும் நீர்மமாக மாறக்கூடியது. மாறாக படிக வடிவமற்ற திடப்பொருள்கள் தீர்க்கமான உருகுநிலையை பெற்றியிருப்பதில்லை. எடுத்துக்காட்டாக கண்ணாடியை மெதுவாக சூடேற்றும் போது மென்மையாகி பிறகு மெதுவாக நீர்மமாகிறது. எனவே, படிகவடிவமற்ற திடப்பொருள்கள் அனைத்து வெப்பநிலைகளிலும் நீர்மமாக கருதப்படுகின்றன. X-கதிர் ஆய்வின் மூலம் படிக வடிவமற்ற திடப்பொருள்கள் ஒழுங்கான மூலக்கூறு அல்லது அணு அமைப்பை பெற்றிருப்பதில்லை என்று உறுதியாகிறது. எனவே, திடநிலை என்பது படிக திடப்பொருளை மட்டுமே குறிக்கிறது. அதாவது, படிக திடப்பொருள்கள் மட்டுமே உண்மையான திடப்பொருள்களாக கருதப்படுகிறது.

3. திசையொப்பு பண்புடையவை மற்றும் திசையொப்பு பண்பற்றவை

படிக வடிவமற்ற திடப்பொருள்கள், படிகத் திடப்பொருள்களுடன் வேறுபட்டு இருந்தாலும் நீர்மங்களுடன் சில பண்புகளில் ஒத்துபோகின்றன, மின் மற்றும் வெப்ப கடத்துத்திறன், அழுத்தத்தினால் பரும அளவு குறையும் தன்மை இல்லாமை ஆகிய பண்புகளின் மதிப்புகள் அனைத்துத் திசைகளிலும் சமமாகவே உள்ளன. எனவே, படிக வடிவமற்ற திடப்பொருள்கள் திசையொப்பு பண்புடையவை ஆகும். நீர்மங்கள் மற்றும் வாயுக்களும் திசையொப்பு பண்புடையவை. படிக திடப்பொருள்கள் திசையொப்புப் பண்பற்றவை. அதாவது அவற்றின் இயற்பண்புகளின் மதிப்புகள் வெவ்வேறு திசைகளில் வெவ்வேறாக உள்ளன. எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு படிக திடப்பொருளின் வழியே செல்லும் ஒளியின் திசைவேகம் அது அளக்கப்படும் திசையைப் பொருத்து மாறுபடுகிறது. இவ்வாறாக, இத்தகைய படிகம் ஒன்றினுள் புகும் ஒளிக்கற்றை இரு கூறுகளாகப் பிரியக் கூடும். ஒவ்வொரு கூறும் வெவ்வெறு திசைகளில், வெவ்வேறு திசைவேகங்களுடன் செல்லும். இத்தத்துவமே இரட்டை ஒளி விலக்கம் எனப்படுகிறது. படிக திடப்பொருள்களில், மூலக்கூறுகள் ஒரு ஒழுங்கான முறையில் அமைந்துள்ளன என்பதற்கு திசையொப்புப் பண்பற்றவை ஒரு வலுவான சான்றாக அமைகிறது. இதனை படம் 8.1ல் உள்ள வெவ்வேறு அணுக்களைக் கொண்ட ஒரு எளிய இரு பரிமாண ஒழுங்கமைப்பு காட்டுகிறது.



படம் 8.1 படிக திடப்பொருளின் திசையொப்புப் பண்பற்றவை

CD என்ற சாய்ந்த கோட்டின் வழியே அளக்கப்படும் பண்புகளின் மதிப்புகள், AB என்ற செங்குத்துக் கோட்டின் வழியே அளக்கப்படும் பண்புகளின் மதிப்புகளிலிருந்து வேறுபட்டிருக்கும். இதற்குக் காரணம், CDயின் திசையில் ஒவ்வொரு வரிசையிலும் இருவகையான அனுக்கள் மாறி மாறி அமைந்துள்ளன. ABயின் திசையில் ஒவ்வொரு வரிசையிலும் ஒரே வகையான அணுக்கள் அமைந்துள்ளன, படிவ வடிவமற்ற திடப்பொருட்கள், நீர்மங்கள் மற்றும் வாயுக்களில், அணுக்கள் அல்லது மூலக்கூறுகள் ஒழுங்கற்றத் தன்மையில் அமைந்துள்ளன. எனவே, அனைத்து திசைகளும் ஒன்றாகவே இருப்பதால், அவற்றின் அனைத்து பண்புகளும் அனைத்து திசைகளிலும் ஒன்றாகவே உள்ளன.

படிங்களின் உருவமைப்பு மற்றும் வடிவமைப்பு

இயற்கையில் கிடைக்கும் பெரும்பாலான திடப்பொருள்கள் ஒழுங்கான வடிவமைப்பை பெற்றுள்ளன. மற்ற திடப்பொருள்கள் தூளாகவோ அல்லது நுண்ணிய துகள்களின் சேர்க்கையாகவோ கிடைப்பதால், படிவ வடிவமற்ற திடப்பொருளாகத் தோன்றும். ஆனால், அவற்றின் தனித்த துகளை நுண்ணோக்கி வழியாக ஆராயும்போது படிக வடிவமைப்பு தெரியவருகிறது. இத்தகைய நுண்ணோக்கி மூலம் மட்டுமே அறிய இயலும். இவை நுண்படிகங்கள் எனப்படும். படிகத்தின் உருவமைப்பானது படிகம் உருவாகும் விதத்தை பொருத்தமைகிறது. மெதுவான வேக வீதத்தில் உருவானால் படிகம் பெரிய உருவமைப்புடன் கிடைக்கிறது. படிகத்தில் உள்ள அணுக்கள் அல்லது மூலக்கூறுகள் சரியான இடத்தை தேர்வு செய்வதற்கு எடுத்துக்கொள்ளும் நேரமே இதற்கு காரணமாகும். சோடியம் குளோரைடு, வெள்ளி குளோரைடு மற்றும் லித்தியம் குளோரைடு போன்றவற்றின் பெரிய படிகங்கள் அவற்றின் உப்புக்களை உருக்கி, மெதுவாக சீரான வேகத்தில் குளிர வைத்து தயாரிக்கப்படுகிறது. இயற்கைச் செயல்முறையில் கிடைக்கும் பெரும்பாலான கனிமங்களின் படிகங்கள் மிகப்பெரிய உருவமைப்பை பெற்றிருப்பதற்கு இதுவே காரணமாகும்.

படிகங்கள் கீழ்க்கண்ட சிறப்பு அம்சைங்களை பெற்றுள்ளன.

1. முகப்புகள் : படிகங்கள் தள முகப்புகளால் சூழப்பட்டுள்ளன. பரப்புகள் பொதுவாக தளமாகவும், ஒழுங்கான தள அமைப்புகள் பெற்றிருக்கும் (உள்பக்க வடிவமைப்பின் காரணமாக) படிகங்களின் பரப்புகள் முகப்புகள் எனப்படும்.

இருவகையான முகப்புகள்

சமமானவை : இப்படிகங்களில் அனைத்து முகப்புகளும் சமமாக இருக்கும் (எ.கா) புளூர்ஸ்பார்

எதிரெதிரானவை : இப்படிகங்களில் முகப்புகள் வெவ்வெறாக அமைந்து இருக்கும். (எ.கா) கலீனா.

2. அமைப்பு : படிகத்தில் உள்ள அனைத்து முகப்புகளும் சேர்ந்தது அமைப்பு எனப்படும்.

3. மூலைகள் : அடுத்தடுத்த இரண்டு முகப்புகள் இணைந்து மூலையை உருவாக்குகிறது.

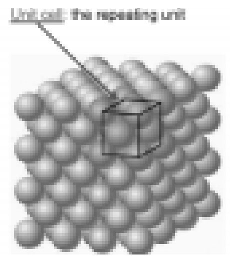
4. முகப்பு கோணம் : இரண்டு முகப்புகள் சேரும் இடத்திலுள்ள செங்குத்துக்களுக்கு இடைப்பட்ட கோணம் முகப்பு கோணம் எனப்படும்.

முகப்புகளின் அளவு அல்லது ஒரே சேர்மத்தின் படிகத்தின் முகப்பின் அளவு உருவாகும் வீதம் போன்றவற்றை பொருத்து வேறுபட்டாலும் முகப்புக்கோணம் சமமாக இருக்கும். படிகத்தின் முழுவதும் அடுத்தடுத்த முகப்புகளுக்கு இடைப்பட்ட முகப்புகோணம் சமமாக இருக்கும்.

வெளிப்புற அமைப்பு வேறுபட்டு இருந்தாலும், முகப்புக்கோணம் சமமாக இருக்கும். படிகங்களைப் பற்றி அறிவதற்கு முகப்புக் கோணத்தை அளவிடுவது இன்றியமையாததாகும். இதனை பற்றி அறிவது படிக வடிவமைப்பியல் எனப்படும்.

8.2 அலகுக் கூடு

படிகங்களில் அணுக்கள் அல்லது அயனிகள் ஒழுங்கான முப்பரிமாண அமைப்பில் அமைந்துள்ளன. படிகத் திடப்பொருள் அல்லது படிகத்தில் உள்ள மிகச்சிறிய மீண்டும் மீண்டும் தோன்றக் கூடிய முப்பரிமாண வடிவமைப்பு அலகுக் கூடு எனப்படும். அலகுக் கூடானது ஒரு சுவரின் கல்லாக கருதப்படுகிறது. அது கல்லின் உருவமைப்பு, படிகத்தின் உருவமைப்பு மற்றும் அலகுக் கூட்டின் உருவமைப்பை பொருத்து அமைகிறது. எனவே, அலகுக்கூடு என்பது படிகத் திடப்பொருளின் எளிமையான அடிப்படை பகுதியாகும். அலகுக் கூட்டினை அறிவதன் மூலம் படிகத்தின் அமைப்பை அறியலாம்.



அலகுக் கூட்டினை வரையறுக்கும் காரணிகள்

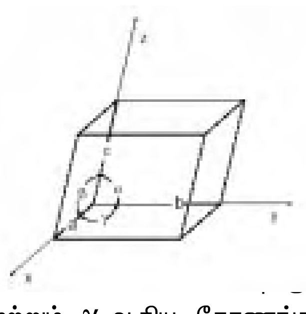
1. படிகவியல் அச்சுக்கள்

ஒரு அலகுக் கூட்டில் ஒரே தளத்தில் அமையாத மூன்று முகப்புக்களின் சந்திப்பின் வழியாக வரையப்படும் கோட்டிற்கு இணையாக வரையப்படும் கோடுகள் படிகவியல் அச்சுக்கள் எனப்படும்.

2. முகப்புக் கோணங்கள்

மூன்று படிக அச்சுக்களுக்கு இடைப்பட்ட கோணம் முகப்புக் கோணங்கள் எனப்படும்.

3. வெட்டுத் துண்டுகள்



ஒரு அலகுக் கூட்டின் a , b மற்றும் c ஆகிய மூன்று பக்கங்கள் வெட்டுத் துண்டுகள் எனப்படும்.

படிக அச்சுக்கள் : OX, OY, OZ

முகப்பு கோணங்கள் : α, β, γ

வெட்டுத்துண்டுகள் : a, b, c

க்கூடானது a, b மற்றும் c ஆகிய நீளங்களாலும், α, β மற்றும் γ ஆகிய கோணங்களாலும் வரையறுக்கப்படுகின்றது. அலகுக் கூட்டின் உருவ அளவானது அணுக்கள் அல்லது அயனிகளின் உருவளவு மற்றும் அவற்றின் அமைப்பு ஆகியவற்றை பொருத்ததாகும். அலகுக்கூடானது படிகத்தின் முழு வடிவத்தையும் பிரதிபலிப்பதால், அலகுக் கூட்டிலுள்ள அயனிகளின் விகிதமானது மொத்த வடிவமைப்பின் விகிதமாக அமைகிறது.

ஏழுவகையான அலகுக் கூடு வகைகள் உள்ளன. 1. கனச் சதுரம், 2. முச்சரிவு, 3. ஒரு சரிவு, 4. ஆர்த்தோ சாய் சதுரம், 5. நாற்கோணம், 6, அறுகோணம், 7. சாய்

சதுரம், ஒவ்வொரு வகையிலும் நெருக்கமான பொதிந்துள்ள அமைப்புகள் வேறுபடுகின்றன, இங்கு கனச்சதுர அமைப்பைப் பற்றி மட்டும் படிக்கலாம்.

கனச்சதுர அலகுக் கூடுகள்

மூன்று வகையான கனச்சதுர அலகுக் கூடுகள் உள்ளன. ஒவ்வொரு அலகுக் கூடும் ஒரேவொரு வகையான அணுவினால் விளக்கப்படுகிறது.

எளிய கனச்சதுரம்

மிகவும் எளிமையான அலகுக் கூடு அமைப்பு எளிய கனக்சதுர அலகுக் கூடு ஆகும். கனச்சதுரத்திள் எட்டு மூலைகளிலும் எட்டு அணுக்கள் அமைந்துள்ளன. படிகக் கூட்டமைப்பில் அடுத்தடுத்த அணுக்களுக்கிடைப்பட்ட தொலைவு சமமாக இருக்கும், அச்சுக்களுக்கிடைப்பட்ட கோணம் 90^o.

பொருள் மைய கனச்சதுரம்

பொருள் மைய கனச்சதுரத்தில் அனைத்து மூலைகளிலும், கனச்சதுரத்தின் மையத்திலும் அணுக்கள் உள்ளன. இத்தகைய அமைப்பில் எளிய கனச்சதுரத்தைவிட குறைந்த இடத்தில் அதிக அணுக்களை நெருக்கமாக பொதிக்கலாம்.

முகப்பு மைய கனச்சதுரம்

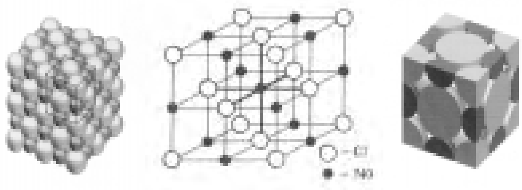
ஓரளவு அதிகமாக நெருக்கமாக பொதிக்கப்பட்ட அலகுக் கூடு அமைப்பு முகப்புமைய கனச்சதுரம் ஆகும். இந்த வகை படிகத்தில் அலகுக் கூட்டின் அனைத்து மூலைகளிலும் அணுக்கள் அமைந்துள்ளன. மேலும் கனச்சதுரத்தின் ஆறு முகங்களிலும் அணுக்கள் பொதிந்துள்ளன. இத்தகைய படிக நெருங்கிய பொதிந்த அமைப்பானது பொருள் மைய கனச்சதுரத்தை விட அதிக அடர்த்தியுடையதாகும்.

அணுக்கள் அல்லது அயனிகள் அடுத்தடுத்த அலகுக் கூட்டினால் பகிர்ந்துக் கொள்ளப்படுகின்றன. அணு அல்லது அயனியின் கூட்டமைப்புத் தன்மையிலிருந்து எத்தனை அலகுக் கூடுகள் பகிர்ந்துக் கொள்கின்றன என்பதை அறியலாம். அணு அல்லது அயனியானது நான்கு வகையான கூட்டமைப்புத் தன்மையை பெற்றுள்ளன

பொருள் மையம்	:	பகிர்ந்துக் கொள்ளப்படுவதில்லை
முகப்பு	:	இரண்டு அலகுக் கூடுகள் பகிர்ந்துக் கொள்கின்றன.
விளிம்பு	:	நான்கு அலகுக் கூடுகள் பகிர்ந்து கொள்கின்றன.
மூலை	:	எட்டு அலகுக் கூடுகள் பகிர்ந்து கொள்கின்றன.

சோடியம் குளோரைடு படிகம்

சோடியம் குளோரைடு படிகக் கூட்டமைப்பானது முகப்பு மைய கனச்சதுர அமைப்பை சார்ந்தது. அதிலுள்ள Na^+ கூட்டமைப்பும் அயனி கூட்டமைப்பில் சூழப்பட்டுள்ளது. இதன் அலகுக்கூடு படம் **8.9**ல் காட்டப்பட்டுள்ளது. இந்த அலகுக்கூடு படிகத்தில் முழுவதும் மீண்டும் மீண்டும் தொடரக் கூடிய எளிய அமைப்பு ஆகும். வெண்மை நிற கோளங்கள் குளோரைடு அயனிகளையும், கருமை நிற கோளங்கள் சோடியம் அயனிகளையும் குறிக்கிறது. கூட்டமைப்பின் முழுவதும் அயனிகள் இருப்பதால் அயனிக் கூட்டமைப்பு எனப்படும். அனைத்து அயனிச் சேர்மங்களும் இத்தகைய கூட்டமைப்பை பெற்றுள்ளன.



ஒவ்வொரு அலகு சதுரத்தின் நான்கு NaCl அலகுகளில் உள்ள அணுக்களின் நிலை பின்வருமாறு :

CI : 0 0 0 ;   ½ ½ 0 ;   ½ 0 ½ ;   0 ½ ½ ;

Na : ½ ½ ½ ;   0 0 ½ ;   0 ½ 0 ;   ½ 0 0 ;

படத்தில் உள்ளபடி சோடியம் குளோரைடு அலகுக் கூட்டில் 14 குளோரைடு அயனிகளும், 13 சோடியம் அயனிகளும் உள்ளன. ஒவ்வொரு குளோரைடு அயனியும் 6 சோடியம் அயனிகளால் சூழப்பட்டுள்ளது, இதேபோல், ஒவ்வொரு சோடியம் அயனியும், 6 குளோரைடு அயனிகளால் சூழப்பட்டுள்ளது.

மூலைகள், விளிம்புகள் மற்றும் முகப்புகளில் உள்ள துகள்கள் முழுவதுமாக அலகுக் கூட்டின் உள்ளே அமையாதிருப்பதை காணலாம். பதிலாக இத்துகள்கள் மற்ற அலகுக் கூட்டுடன் பகிர்ந்துள்ளன, மூலையில் உள்ள ஒரு துகள் எட்டு அலகுக் கூட்டினாலும், முகப்பின் மூலையில் உள்ள ஒரு துகள் இரண்டு அலகுக் கூட்டினாலும் மற்றும் விளிம்பில் உள்ள ஒரு துகள் நான்கு அலகுக் கூட்டினாலும் முறையே பகிர்ந்துக் கொள்ளப்படுகின்றன. சோடியம் குளோரைடின் ஒரு அலகுக் கூட்டில் 4 சோடியம் அயனிகளும் 4 குளோரைடு அயனிகளும் பின்வருமாறு அமைந்துள்ளன.

சோடியம் அயனிகளின் எண்ணிக்கை = 12 (விளிம்பு மையத்தில் உள்ளவை) $\times$ ¼ + (பொருள் மையத்தில் உள்ளவை)

$$= 12 \times 1/4 + 1 \times 1 = 3 + 1 = 4$$

$$= \frac{N_{ec}}{4} + \frac{N_0}{1} + \frac{N_F}{2} + \frac{N_C}{8}$$

குளோரைடு அயனிகளின் எண்ணிக்கை $= 8$ (மூலையில் உள்ளவை)$\times 1/8 + 6$ (முகப்பு மையத்தில் உள்ளவை) $\times \frac{1}{2}$

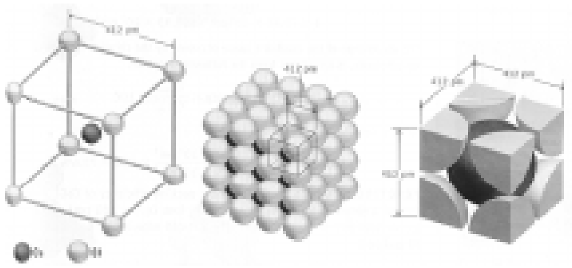
$$= 8 \times 1/8 + 6 \times 1/2 = 1 + 3 = 4$$

எனவே, NaClல் ஒரு அலகுக் கூட்டில் உள்ள NaCl அலகுகள் 4 ஆகும்.

சோடியம் குளோரைடு வடிவமைப்பானது கல் – உப்பு வடிவமைப்பு எனவும் அழைக்கப்படுகிறது. NaCl வடிவமைப்பைக் கொண்டுள்ள மற்ற படிகங்கள் : LiH, NaI, KCl, RbF, RbI, PbS போன்றவை.

சீசியம் குளோரைடு வடிவமைப்பு

சீசியம் குளோரைடு, CsCl, பொருள் மைய கனச்சதுர வடிவமைப்பு உடையது. இதனை படம் **8.10**ல் காணலாம். அணுக்கள் உள்ள பொருள்மைய கனச்சதுர அமைப்பானது நெருங்கி பொதிந்த அமைப்பு இல்லை, ஒரு அலகுக் கூட்டில் ஒரு மூலக்கூறு மட்டுமே உள்ளது. அதன் எளிய கனச்சதுர படிகக் கூட்டமைப்பில் மூலைகளில் 000 மற்றும் பொருள் மையத்தில் ½ ½ ½ என்ற அமைப்பிலும் அணுக்கள் அமைந்துள்ளன.



1. Cl^- அயனிகள் மூலைகளிலும், Cs^+ அயனிகள் கனச்சதுரத்தின் மையத்திலும் அமைந்துள்ளன. அல்லது Cs^+ அயனிகள் மூலைகளிலும், அயனிகள் Cl^- அயனிகள் கனச்சதுரத்தின் மையத்திலும் அமைந்துள்ளன.

2. ஒவ்வொரு Cs^+ அயனியும் எட்டு Cl^- அயனிகளுடனும், ஒவ்வொரு Cl^- அயனியும் எட்டு Cs^+ அயனிகளுடனும் இணைக்கப்பட்டுள்ளன. அதாவது 8 : 8 அணைவு ஆகும். எனவே, கனச்சதுரம் ஒன்றின் மையத்திலுள்ள ஒவ்வொரு அணுவும், மற்றொரு கனச்சதுரம் ஒன்றின் மையத்திலுள்ள அணுவுடன் வேறுபட்டுள்ளது,

சீசியம் குளோரைடு அலகுக் கூட்டில் ஒரு Cs^+அயனியும் ஒரு Cl^- அயனியும் பின்வருமாறு அமைந்துள்ளது.

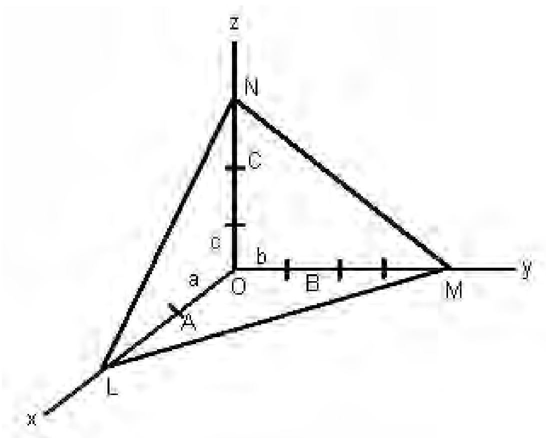
Cl^- அயனிகளின் எண்ணிக்கை $= 8$ (மூலையில் உள்ளவை) $\times 1/8$
$= 8 \times 1/8 = 1$

Cs^+ அயனிகளின் எண்ணிக்கை $= 1$ (பொருள் மையத்தில் உள்ளவை) $\times 1$
$= 1 \times 1 = 1$

எனவே, CsCl ல் ஒரு அலகுக் கூட்டிலுள்ள CsCl அலகுகளின் எண்ணிக்கை 1 ஆகும். CsCl அமைப்பை கொண்டுள்ள மற்ற படிகங்கள் : CsBr, CsI, Tl Br, TlI, NH_4Cl போன்றவை.

8.3 மில்லர் குறிகாட்டிகள்

ஒரு படிகத்தின் வடிவத்தை அதன் அச்சுக்கள் சந்திக்கும் புள்ளியிலிருந்து (ஆதிபுள்ளி) வரையறுக்கலாம். படிகத்தின் வெட்டுத் துண்டின் மதிப்பு மற்றும் கோணத்தை ஆதிப்புள்ளியிலிருந்து தொலைவு அல்லது இணையான அச்சிலிருந்து தொலைவு ஆகியவற்றிலிருந்து அறியலாம். குறிகள் அல்லது வெட்டுத் துண்டு முறைசார் விதிப்படி, ஒரு படிகத்தினுடைய ஒரு முகப்பு, படிகவியல், அச்சுக்களில் ஏற்படும் வெட்டுத் துண்டுகள் (a, b, c) அலகு வெட்டுத் துண்டுகளுக்குச் சமமாகவே அல்லது அவற்றின் முழு எண் மடங்குகளாகவோ (la, mb, nc) இருக்கும். I, m, n என்பது 1, 2, 3 போன்ற எளிய எண்களாகவோ அல்லது முழு எண்களின் பின்னமாகவோ இருக்கும்.



படம் 8.2

எடுத்துக்காட்டாக, படத்திலுள்ள படிகத்தின் LMN தளத்தை கருதுவோம். இத்தளமானது x, y மற்றும் z அச்சுக்களில் முறையே OL, OM மற்றும் ON வெட்டுத்துண்டுகளை கொண்டுள்ளது. இவற்றின் தொலைவுகள் முறையே $2a$, $4b$

மற்றும் $3c$ ஆகும். $OA = a$, மற்றும் $OC = c$ என்பவை முறையே அச்சுக்களின் ஓரலகுத் தொலைவுகள் ஆகும். எனவே, வெட்டுத் துண்டுகளின் விகிதம் $2a : 4b : 3c$: ஆகும். 2, 4 மற்றும் 3 என்பவை எளிய முழு எண்களாகும்.

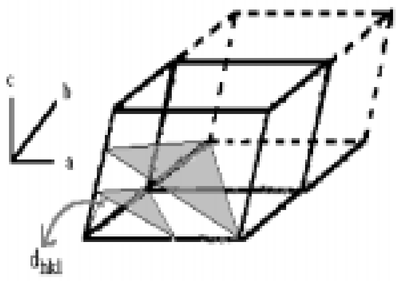
a, b மற்றும் c-யின் குணகங்கள் வீஸ் குறிகாட்டிகள் எனப்படும். ஆனால், வீஸ் குறிகாட்டிகள் எப்பொழுதும் முழு எண்ணாகவே அமையாது. அவை பின்னமாகவோ, முடிவிலி மதிப்பையோ பெற்றிருக்கலாம். எனவே, வீஸ் குறிகாட்டிகளை நேரடியாக பயன்படுத்த இயலாததால் மில்லர் குறிகாட்டிகள் பயன்படுத்தப்படுகிறது. வீஸ் குறிகாட்டிகளின் தலைகீழ் மதிப்புகளை சிறிய பொது எண்ணால் பெருக்கி கிடைக்கும் முழு எண் விகிதங்களே தளத்தின் மில்லர் குறிகாட்டிகள் எனப்படும், ஒரு குறிப்பிட்ட தொகுதி தளங்களை குறிக்க (h, k, l) என்ற மில்லர் குறிகாட்டிகள் பயன்படுத்தப்படுகிறது, h, k மற்றும் l ஆனது நேர்குறி எண்களாகவோ, எதிர்க்குறி எண்களாகவோ அல்லது பூஜ்ஜியமாகவோ இருக்கலாம்.

$2a : 4b : 3c$ ஆகிய வீஸ் குறிகாட்டிகளைக் கொண்ட தளத்தை கருதுவோம், a, b மற்றும் c-யின் குணகங்களின் தலைகீழ் மதிப்புகளின் விகிதம் $\frac{1}{2} : \frac{1}{4} : 1/3$ முழு எண்களை பெற இவற்றை 12ஆல் பெருக்க $6 : 3 : 4$ கிடைக்கிறது. இந்த எண்கள் தளத்தின் மில்லர் குறிகாட்டிகள் எனப்படும். தளமானது (634) தளம் எனப்படும் (634) தளத்தில் $h = 6$, $k = 3$ மற்றும் $1 = 4$ ஆகும்.

இதேபோல், $\alpha\, a, 2b : c$ என்ற வீஸ் குறிகாட்டிகளை கருதுவோம். a, b மற்றும் c-ன் குணகங்களின் தலைகீழ் மதிப்புகள் $1/\infty, 1/2, 1/1$ அதாவது $0, 1/2, 1$. இவற்றை 2ஆல் பெருக்க 0, 1, 2 கிடைக்கிறது. தளமானது (0 1 2) தளம் ஆகும். $h = 0$, $k = 1$ மற்றும் $1 = 2$.

ஒரு படிகத்திலுள்ள, ஒன்றிற்கொன்று இணையான இரு தளங்களுக்கிடையேயான தொலைவு d_{hki} எனப்படும். ஒரு கனசதுர அணிக்கோவைக்கு

$$d_{hkl} = \frac{a}{\sqrt{h^2 + k^2 + I^2}}$$



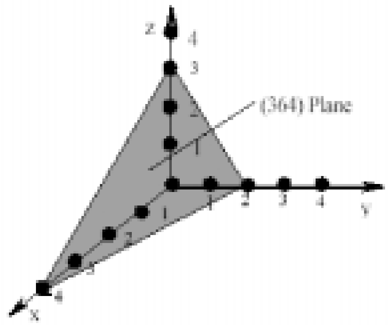
இங்கு a என்பது கனச்சதுரத்தின் பக்கத்தின் நீளம். h, k மற்றும் l என்பன தளத்தின் மில்லர் குறிகாட்டிகள்.

முப்பரிமாணத்தில் மில்லர் குறிகாட்டிகளுக்கான வரையறை, (213) மில்லர் எண்களை கொண்ட இரண்டு தளங்களை கருதுவோம்.

ஒரு படிக முகப்பின் மில்லர் குறிக்காட்டிகள் அவற்றின் முகப்பின் வெவ்வெறு அச்சுகளின் வெட்டுத் துண்டுகளின் தலைகீழிக்கு நேர்விகிதத்திலிருக்கும். குறிப்பிட்டத் தொகுதி தளங்களின் மில்லர் குறிகாட்டிகள் தளங்களின் வெட்டுத் துண்டுகளின் தலைகீழிக்கு நேர்விகிதத்திலிருந்து (எ–கா) $1/2 \times a, 1 \times b, 1/3 \times c$

ஒரு தளத்தின் மில்லர் குறிகாட்டிகளை பெறுவதற்கான முறை பின்வருமாறு:

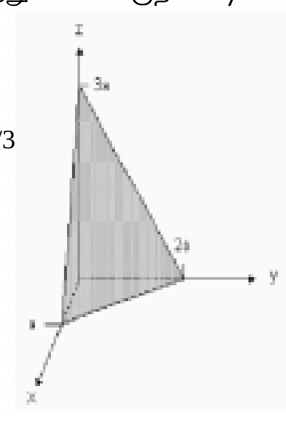
1. மூன்று வரிசை அட்டவணையின் மேல் பகுதியில் அலகுக் கூடு மதிப்புகளை எழுதுக.
2. ஒவ்வொரு அட்டவணையிலும் தளத்தின் வெட்டுத் துண்டு மதிப்புகளை எழுதுக.
3. மதிப்புகளின் தலைகீழியை எழுதுக.
4. சிறிய பொது எண்ணால் பெருக்கி h, k மற்றும் l மதிப்புகளை பெறுக.



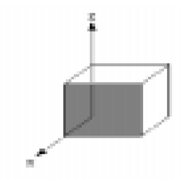
மேலே படத்தில் உள்ள புள்ளிகள் ஒரு படிக கூட்டமைப்பில் உள்ள x, y, z அச்சுக்களில் உள்ள அணுக்களை குறிக்கிறது, மில்லர் குறிகாட்டிகளை பெற வெட்டுத் துண்டுகளின் தலைகீழியை எழுத வேண்டும், வெட்டுத் துண்டுகள் $x = 4, y = 2$ மற்றும் $z = 3$ ஆகும், அவற்றின் தலைகீழிகள் $1/4, 1/2$ மற்றும் $1/3$ ஆகும். இந்த பின்னங்களை 12ஆல் பெருக்கும் போது (3,6,4) கிடைக்கிறது. மில்லர் குறிகாட்டிகள் (364) ஆகும்.

மில்லர் குறிகாட்டிகள் : எடுத்துக்காட்டு.

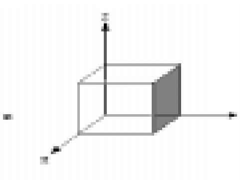
* வெட்டுத் துண்டுகள் – 1, 2, 3
* தலைகீழிகள் – 1, 1/2, 1/3
* பெருக்கும் எண் – 6
* தளத்திற்கான மில்லர் குறிகாட்டிகள் – (6 3 2)



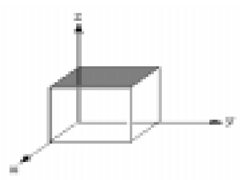
கனச்சதுரத்தின் முக்கியமான தளங்களை படம் **9.3**ல் காணலாம், முன்பகுதியிலுள்ள முகப்பானது x அச்சில் வெட்டுகிறது. y அல்லது z அச்சில் வெட்டாமல் அவற்றிற்கு இணையாக உள்ளது. எனவே முன் படிக முகப்பு ஒரேயொரு படிக அச்சை மட்டும் வெட்டுகிறது, இத்தளத்திற்கான மில்லர் குறிகாட்டிகள் (100) ஆகும். பக்கவாட்டிலுள்ள தளத்திற்கான வெட்டுத்துண்டுகள் $x = \infty$, $y = 1$, $z = \infty$ ஆகும். தளமானது x மற்றும் z அச்சுகளுக்கு இணையாக உள்ளது. இதற்கான மில்லர் குறிகாட்டிகள் $(0\ 1\ 0\ )$ ஆகும். மேல் பகுதியிலுள்ள தளத்திற்கான வெட்டு துண்டுகள் $x = \infty$, $y = \infty$, மற்றும் $z = 1$. தளமானது x மற்றும் y அச்சுகளுக்கு இணையாக உள்ளது. இதற்கான மில்லர் குறிகாட்டிகள் $(0\ 0\ 1\ )$ ஆகும். $(1\ 1\ 0)$ தளத்தின் வெட்டுத் துண்டுகள் $x = 1, y = 1$ மற்றும் $z = \infty$ ஆகும். தளமான z-அச்சுகக்கு இணையாக உள்ளது. இதே போல் மற்ற இரண்டு தளங்கள் $(1\ 0\ 1)$ மற்றும் $(0\ 1\ 1)$ ஆகும். $(1\ 1\ 1)$ தளமானது அனைத்து அச்சுகளிலும் $x = 1, y = 1$ மற்றும் $z = 1$ வெட்டுத் துண்டினைப் பெற்றுள்ளது.



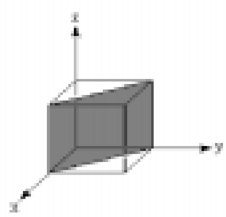
(100)



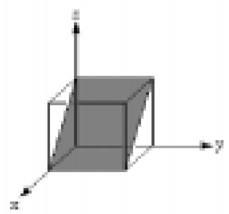
(010)



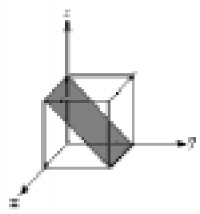
(001)



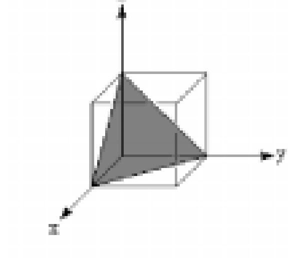
(110)



(101)



(011)



(111)

கணக்கு – 1

படிகம் ஒன்றின் தளத்தினை படிக அச்சுகள் கீழ்க்கண்ட பகுதிகளில் வெட்டினால் மில்லர் குறிகாட்டினை கணக்கிடு. (i) (2*a*, 3*b*, *c*) (ii) (*a*, *b*, *c*) (iii) (6*a*, 3*b*, 3*c*) மற்றும் (iv) (2*a*, -3*b*, -3*c*)

தீர்வு

(1)	*a*	*b*	*c*		
	2	3	1	வெட்டுத்துண்டு	
	½	1/3	1	தலைகீழி	
	3	2	6	முழு எண் மதிப்பு	மில்லர் குறிகாட்டிகள் (3 2 6)
(2)	*a*	*b*	*c*		
	1	1	1	வெட்டுத் துண்டு	
	1	1	1	தலைகீழி	
	1	1	1	முழு எண் மதிப்பு	மில்லர் குறிகாட்டிகள் (1 1 1)
(3)	*a*	*b*	*c*		
	6	3	3	வெட்டுத் துண்டு	
	1/6	1/3	1/3	தலைகீழி	
	1	2	2	முழு எண் மதிப்பு	மில்லர் குறிகாட்டிகள் (1 2 2)
(4)	*a*	*b*	*c*		
	2	–3	–3	வெட்டுத் துண்டு	
	½	–1/3	–1/3	தலைகீழி	
	3	–2	–2	முழு எண் மதிப்பு	மில்லர் குறிகாட்டிகள் (3 2 2)

அட்டவணை 2 : கனச்சதுர அணிக் கோவையின் முக்கிய பண்புகள்

	எளியது	பொருள் மையம்	முகப்பு மையம்
அலகுக் கூட்டின் கன அளவு	a^3	a^3	a^3
ஒரு அலகுக் கூட்டில் உள்ள அணிக்கோவை புள்ளிகள்	1	2	4
அடுத்த அணுவுக்கு இடைப்பட்ட தூரம்	a	$\frac{a\sqrt{3}}{2}$	$\frac{a}{\sqrt{2}}$
சுற்றியுள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கை	6	8	12
இரண்டாவது அனுவுக்கு இடைப்பட்ட தூரம்	$a\sqrt{2}$	a	a
சுற்றியுள்ள இரண்டாவது அணுக்களின் எண்ணிக்கை	12	6	6

கணக்கு – 2

(100), (110) மற்றும் (111) ஆகிய கனச்சதுர அணிக்கோவை தளங்களில் இடைவெளி எவ்வாறு மாறுபடுகிறது?

$$d_{hkl} = \frac{a}{\sqrt{h^2 + k^2 + l^2}}$$

$$d_{(100)} = \frac{a}{\sqrt{l^2 + 0 + 0}} = a$$

$$d_{(110)} = \frac{a}{\sqrt{1^2 + 1^2 + 0}} = \frac{a}{\sqrt{2}}$$

$$d_{(111)} = \frac{a}{\sqrt{1^2 + 1^2 + 1^2}} = \frac{a}{\sqrt{3}}$$

எனவே, $d_{(100)} : d_{(110)} : d_{(111)} = 1 : 1/\sqrt{2} : 1/\sqrt{3} = 1 : 0.707 : 0.577$

கணக்கு –3

ஒரு உலோகத்தில் கனச்சதுர அணிக்கோவையில் அமைந்துள்ளது. அலகுக் கூட்டின் நீளம் 2.88 Å ஆகும். . உலோகத்தின் அடர்த்தி 7.20 கி.செ.மீ.$^{-3}$ 100 கி உலோகத்தில் எத்தனை அலகுக் கூடுகள் உள்ளன?

அலகுக் கூட்டின் கன அளவு $= (2.88\text{A})^3$

$= 23.9 \times 10^{-24}\ cm^3$

100 கி உலோகத்தின் கன அளவு $= \frac{m}{\rho} = \frac{100g}{7.2gcm^{-3}} = 13.9\text{cm}^3$

கன அலகுக்கூடுகளின் எண்ணிக்கை $= \frac{13.9\,\text{cm}^3}{23.9 \times 10^{-24}\,\text{cm}^3}$

$= 5.82 \times 10^{23}$

கணக்கு – 4

(i) எளிய கனச்சதுரம் (ii) பொருள் மைய கனச்சதுரம் மற்றும் (iii) முகப்பு மைய கனச்சதுரம் ஆகியவற்றிலுள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கையை கணக்கிடு.

(i) எளிய கனச்சதுரத்தின் ஒவ்வொரு மூலையிலும் ஒவ்வொரு அணுவாக எட்டு அணுக்கள் உள்ளன. எனவே, ஒவ்வொரு அணுவும் எட்டு அலகுக் கூடுகளால் பகிரப்படுகின்றன. எனவே, $n = 8 \times 1/8 = 1$

(ii) *b.c.c* அமைப்பில் 8 மூலையில் உள்ள அணுக்களுடன் மையத்தில் ஒரு அணு உள்ளது. மைய அணுவை ஒரேயொரு அலகுக்கூடு மட்டும் பகிர்ந்துக்கொள்கிறது. எனவே, $n = 1 + 1 = 2$

(iii) *f.c.c* அமைப்பில் 8 மூலைகள் உள்ள அணுக்களுடன் 6 முகப்புகளிலும், 6 அணுக்கள் உள்ளன. முகப்பில் உள்ளன. முகப்பில் உள்ள ஒவ்வொரு அணுவையும் இரண்டு அலகுக்கூடுகள் பகிர்ந்து கொள்கின்றன. எனவே, முகப்பு மைய அணுக்கள் $= 6 \times ½ = 3$ எனவே, $n = 1 + 3 = 4$ ஆகும்.

கணக்கு – 5

அறை வெப்ப நிலையில், போலோனியம் எளிய கனச்சதுரமாக படிகமாகிறது, அதன் அணுநிறை 209 g mol^{-1} மற்றும் a = 3.3 Å எனில் போலோனியத்தின் அடர்த்தியை கணக்கிடு,

எளிய கனச்சதுரத்தின் 8 மூலைகளிலும் 8 அணுக்கள் உள்ளன. எனவே, $n = 8 \times 1/8 = 1$ கனஅளவு $V = a^3 = (3.36\ \text{Å})^3$

$$\text{அடர்த்தி, } \rho = \frac{n\text{M}m}{\text{N}_0\text{V}} = \frac{(1)\times(209\,\text{g mol}^{-1})}{(6.023\times10^{23}\,\text{mol}^{-1})\ (3.36\times10^{-8}\,\text{cm})}$$

$$= 9.15\ \text{g mol}^{-3}\text{cm}^{-3}$$

வினாக்கள்

A. சரியான விடையை தேர்ந்தெடுக்க

1. சோடியம் குளோரைடு படிகத்தின் வடிவமைப்பு
   (a) பொருள்மைய கனசதுரம் (b) முகப்பு மைய கனசதுரம்
   (c) எண்முகி (d) சதுரதளம்
2. முகப்புமைய கனச்சதுரத்தின் அலகுக்கூட்டிலுள்ள எண்ணிக்கை
   (a) 4 (b) 3 (c) 2 (d) 1

3. 8:8 வகை பொதிப்பு அமைந்துள்ள படிகம்

(a) CsCl (b) KCl (c) NaCl (d) Mg F_2

4. எளிய கனச்சதுரத்தில், மூலையிலுள்ள அணுவை பகிர்ந்துக் கொள்ளும் அலகுக்கூடுகளின் எண்ணிக்கை

(a) 2 (b) 1 (c) 8 (d) 4

5. படிக வடிவமற்ற திடப்பொருள்

(a) NaCl (b) CaF_2 (c) கண்ணாடி (d) CsCl

6. NaCl-ன் அலகுக்கூட்டில் உள்ளவை 4 குளோரைடு அயனிகள் மற்றும்

(a) 13 Na அயனிகள் (b) 4 Na அயனிகள்

(c) 6 Na அயனிகள் (d) 8 Na அயனிகள்

7. பொருள்மைய கனச்சதுர அமைப்பில், மையத்திலுள்ள அணுவை எத்தனை அலகுக் கூடுகள் பகிர்ந்துக் கொள்கின்றன.

(a) 1 (b) 2 (c) 3 (d) 4

8. NaCl அமைப்பில், ஒரு அலகுக்கூட்டிற்கு உள்ள சூத்திரம்

(a) 2 (b) 8 (c) 3 (d) 4

9. முகப்புமைய கனச்சதுரத்தில், முகப்பில் உள்ள அணுவை பகிர்ந்துக் கொள்ளும் அலகுக் கூடுகளின் எண்ணிக்கை

(a) 4 (b) 2 (c) 1 (d) 6

B. கோடிட்ட இடங்களை நிரப்புக.

1. NaCl அயனி படிகத்தில் ஒவ்வொரு Na^+ அயனியும் ,,,,,,,,,,,,,,,,. அயனிகளால் சூழப்பட்டுள்ளது. அதேபோல் ஒவ்வொரு Cl^- அயனியும் ,,,,,,,,,,,,,,,,. Na^+ அயனிகளால் சூழப்பட்டுள்ளது.
2. CsCl படிகத்திலுள்ள Cs^+- ன் அணைவு எண் ,,,,,,,,,,,,,,,,.
3. ,,,,,,,,,,,,,,,,. திடப்பொருள்கள் தீர்க்கமற்ற உருகுநிலையை பெற்றிருப்பதால் அவை ,,,,,,,,,,,,,,,,. நீர்மங்கள் எனப்படுகின்றன.
4. பொருள்மைய கனச்சதுரத்தில் ஒவ்வொரு மூலையிலும் ஒரு அணுவும், ,,,,,,,,,,,,,,,,. ஒரு அணுவும் உள்ளன.
5. மூன்று வகையான கனச்சதுர அலகுகூடுகள் ,,,,,,,,,,,,,,,,. மற்றும் ,,,,,,,,,,,,,,,,.
6. ஒரு படிகத்தில் ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட தள மற்றும் அச்சு சீர்மை உறுப்புகள் உள்ளன. ஆனால் ஒரேயொரு ,,,,,,,,,,,,,,,,. மட்டும் உள்ளது.
7. படிக வடிவமற்ற திடப்பொருள்களின் இயற்பண்புகள் அனைத்து திசைகளிலும் சமமாக இருப்பது ,,,,,,,,,,,,,,,,. எனப்படும்.
8. படிக திடப்பொருள்களின் இயற்பண்புகள் வெவ்வேறு திசைகளில் வெவ்வேறாக இருப்பது ,,,,,,,,,,,,,,,,. எனப்படும்.

9. கனச்சதுர நெருங்கி பொதிந்த அமைப்பில் உள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கை ,,,,,,,,,,,,,,,,.

10. *bcc* அமைப்பில், பொருள்மையத்திலுள்ள அணுவை பகிர்ந்துக் கொள்ளும் அலகுக்கூடுகளின் எண்ணிக்கை ,,,,,,,,,,,,,,,,.

11. ஒரு தளத்தின் வீஸ் குறிகாட்டிகள் ½, ½, ½ எனில் மில்லர் குறிகாட்டிகள் ,,,,,,,,,,,,,,,,. தளமானது ,,,,,,,,,,,,,,,,. என்று குறிக்கப்படும்.

12. *x* தளமானது *x* அச்சுக்கும் *z* அச்சுக்கும் இணையாகவும், *y* அச்சில் வெட்டுத்துண்டாகவும் இருந்தால், அதன் வீஸ் குறிகாட்டிகள் ,,,,,,,,,,,,,,,,. அதன் மில்லர் குறிகாட்டிகள் தளமானது ,,,,,,,,,,,,,,,,. என்று ,,,,,,,,,,,,,,,,. குறிக்கப்படும்.

விடைகள்

(1) 6, 6 (2) 8 (3) படிக வடிவமற்றவை, அதிகுளிரவைக்கப்பட்ட (4) மையம் (5) எளிய கனச்சதுரம், *bcc*, *fcc* (6) மையம் (7) திசையொப்பு பண்புடையவை, (8) திசையொப்பு பண்பற்றவை (9) 4 (10) 1, (11) 2, 2, 2. (222) தளம் (12) ∞, 1 ∞ ; 0, 1, 0 ; (010) தளம்

C. ஓரிரு வார்த்தைகளில் விடை எழுதுக.

1. படிகங்களில் நெருக்கமான பொதிந்துள்ள அமைப்புகளை நிர்ணயிக்கும் படிகள் யாவை?
2. படிக வடிவமைப்பியலில் 'அலகுக் கூடு' என்றால் என்ன?
3. கனச்சதுர அலகுக் கூடுகளின் எண்ணிக்கை என்ன?
4. மில்லர் குறிகாட்டிகள் என்றால் என்ன ?
5. NaCl படிகத்தில் உள்ள ஒவ்வொரு அலகுக் வட்டிலும் காணும் சோடியம் மற்றும் குளோரைடு அயனிகளின் எண்ணிக்கையைக் கூறு.
6. CsCl படிகத்தில் உள்ள ஒவ்வொரு அலகுக் கூட்டிலும் உள்ள சீசியம் மற்றும் குளோரைடு அயனிகளின் எண்ணிக்கையைக் கூறு.

D. சுருக்கமான விடையளி.

1. கீழ்க்காணும் சொற்றொடர்களை வரையறுத்து விளக்கு. (a) படிகத் திடப்பொருட்கள் (b) படிக வடிவமற்ற திடப்பொருள்கள் (c) அலகுக் கூடு
2. படிகத் திடப்பொருட்களுக்கும் படிக வடிவமற்ற திடப்பொருட்களுக்கும் உள்ள முக்கிய வேறுபாடுகள் யாவை ?
3. திசையொப்பு பண்புடையவை மற்றும் திசையொப்பு பண்பற்றவைகளை விளக்கு.
4. பொருள் மைய கனசதுரத்திற்கும், முகப்பு மைய கனச்சதுரத்திற்கும் உள்ள வேறுபாடுகள் யாவை ?

5. சோடியம் குளோரைடு படிகத்தை வரைந்து அதன் அமைப்பினை விவரி.
6. சீசியம் குளோரைடுப் படிகத்தை வரைந்து அதன் அமைப்பினை விவரி.

கணக்குகள்

1. ஒவ்வொரு அலகுக் கூட்டிலும் காணும் அணுக்களின் எண்ணிக்கை என்ன ?
   (i) எளிய கனச்சதுர அமைப்பு (ii) பொருள் மைய கனச்சதுர அமைப்பு
   (iii) முகப்பு மைய கனச்சதுர அமைப்பு.
   [விடை: (i) 1 (ii) 2 மற்றும் (iii) 4]
2. எளிய கனச்சதுரக் கூட்டில் காணும் மூன்று தளங்களில் (100), (101) மற்றும் (111) ஆகியவற்றுக்கு இடையே உள்ள இடைவெளி விகிதம் என்ன ?
   [விடை : $1 : 1/\sqrt{2} : 1/\sqrt{3}$]
3. எவ்வாறு பொருள் மைய கனச்சதுர கூட்டில் காணும் (001), (011) மற்றும் (111) தளங்களின் இடைத்தூரங்கள் மாறுகின்றன.
   [விடை $1/2 : 1/2\sqrt{2} : 1/\sqrt{3}$]
4. எவ்வாறு முகப்பு மைய கனச்சதுர கூட்டில் காணும் (001), (011) மற்றும் (111) தளங்களின் இடைத்தூரங்கள் மாறுகின்றன.
   [விடை : $1/2$,: $1/2 \sqrt{2} : 1/\sqrt{3}$]
5. (i) எளிய கனச்சதுரம் (ii) பொரள்மைய கனச்சதுரம் மற்றும் (iii) முகப்பு மைய கனச்சதுரம் ஆகியவற்றில் ஒரு அலகுக்கூட்டிலுள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கையை கணக்கிடு.
6. எளிய கனசதுரத்தில் (100), (101) மற்றும் (111) ஆகிய தளங்களின் இடைவெளி எவ்வாறு வேறுபடுகிறது.
7. *bcc* கனசதுரத்தில் (001), (011) மற்றும் (111) ஆகிய தளங்களின் இடைவெளி எவ்வாறு வேறுபடுகிறது.
8. *fcc* கனசதுரத்தில் (010), (110) மற்றும் (111) ஆகிய தளங்களின் இடைவெளி எவ்வாறு வேறுபடுகிறது.

தொகுப்புரை

திடப்பொருள்கள் ஒழுங்கான வடிவம் மற்றும் அளவிடக் கூடியப் பண்புகளுடன் கிடைக்கும் இன்றியமையாத பொருள்களாகும். படிக வடிவமுள்ள திடப்பொருள்களில் அணுக்கள், அயனிகள் அல்லது மூலக்கூறுகள் ஒழுங்கான வடிவமைப்பில் அமைந்துள்ளன. படிக வடிவமற்ற திடப்பொருள்களில் இத்தகைய ஒழுங்கான வடிவமைப்பு இல்லை. படிக திடப்பொருளில் ஒழுங்காக அமைந்துள்ள மீண்டும் மீண்டும்

தொடரக்கூடிய மிகச்சிறிய அமைப்பு அலகுக்கூடு எனப்படும் படிகத்தில் அணிக்கோவை அமைந்துள்ள அமைப்பாகும். எளிய கனச்சதுரத்தில் அதன் அனைத்து மூலைகளிலும் அணுக்கள் அமைந்திருக்கும். பொருள் மைய கனச்சதுரத்தில் அதன் எட்டு மூலைகள் மற்றும் மையத்திலும் அணுக்கள் அமைந்திருக்கும்.

முகப்பு மைய கனச்சதுரத்தில் அதன் எட்டு மூலைகள் மற்றும் ஆறு முகப்புகள் ஆகியவற்றில் அணுக்கள் அமைந்திருக்கும்.

ஒரு படிகத்தின் அச்சுகள் ஒரு குறிப்பிட்ட புள்ளியில் சந்திக்கும் நிலையிலிருந்து அதன் வடிவத்தை நிர்ணயிக்கலாம்.

ஒரு படிக முகப்பின் மில்லர் குறிகாட்டிகள் அந்த முகப்பின் அச்சுக்களின் வெட்டுத்துண்டிற்கு எதிர்விகிதத்திலிருக்கும்.

ஒரு படிகத்தின் அமைப்பைப் பற்றி படிப்பதற்கு படிகவியல் என்று பெயர்.

மேற்பார்வை நூல்கள்

1. L.V. Azaroff, Introduction to Solids, TMH edition, Tata MCGraw-Hill, New Delhi.
2. C. Kittel, Introduction to Solid State Physics, Third edition, John Wiley, 1966.
3. A.F. Wells, Structural Inorganic Chemistry, Oxford University Press, 1962.
4. Anthony R. West Solid State Chemistry John Wiley & Sons, New York, 1989.

****

அதிகரிக்கும் போது அழுத்தம் தொடர்ந்து குறைவதைக் காட்டுகிறது. அதிக அழுத்தம் மற்றும் குறைந்த கனஅளவில் இயல்பு வாயுவானது நல்லியல்புத் தன்மையிலிருந்து விலக்கம் அடைவதைக் காணலாம்.

நிலைமாறு வெப்பநிலை (Tc)

ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்ப நிலையில் அழுத்தத்தை அதிகரிக்கும்போது வாயுவானது திரவமாக மாறினால் அந்த வெப்பநிலை நிலைமாறு வெப்பநிலை எனப்படும். அவ்வெப்பநிலைக்கு மேல் அழுத்தத்தை எவ்வளவு உயர்த்தினாலும் வாயுவானது திரவமாவதில்லை. CO_2 க்கான T_c 31.1^oC ஆகும். அதாவது 31.1^oC வெப்ப நிலைக்கு மேல் அழுத்தத்தை உயர்த்தினாலும், CO_2 வாயுவை திரவமாக்க இயலாது.

நிலைமாறு அழுத்தம் $[Tc]$

நிலைமாறு வெப்ப நிலையில் ஒரு மோல் வாயுவை திரவமாக்கத் தேவைப்படும் மிகக் குறைந்த அழுத்தம் நிலைமாறு அழுத்தம் எனப்படும்.

நிலைமாறு கனஅளவு $[V_c]$

நிலைமாறு அழுத்தம் மற்றும் நிலைமாறு வெப்ப நிலையில் ஒரு மோல் வாயு ஆக்கிரமிக்கும் கனஅளவு நிலைமாறு கன அளவு எனப்படும்.

ஒரு வாயுவின் அழுத்தம், கனஅளவு மற்றும் வெப்ப நிலை ஆகியவைகள் முறையே P_c, V_c மற்றும் T_c எனில் அவ்வாயு நிலைமாறு நிலையில் உள்ளது எனப்படும்.

10.8.1 கார்பன் – டை – ஆக்சைடிற்கான ஆண்ட்ருஸ் சம வெப்பநிலை கோடுகள்

ஒரு வாயுவின் நிலைமாறு வெப்ப நிலையின் முக்கியத்துவத்தை ஆண்ட்ரூஸ் கார்பன் – டை – ஆக்சைடு வாயு சோதனையில் கண்டறிந்தார். வெவ்வேறு வெப்பநிலைகளில் CO_2 -ன் சம வெப்ப நிலைக் கோடுகள் படம் ல் உள்ளன.

******

படம் 10.6 CO_2*வுக்கான ஆண்ட்ரூஸ் சம வெப்பநிலை கோடுகள்*

13.1^oC வெப்ப நிலையில் உள்ள முதல் சம வெப்ப நிலைக் கோட்டை கருதுவோம், புள்ளி A-யானது குறிப்பிட்ட கனஅளவு மற்றும் அழுத்தத்தில் கார்பன் –டை–ஆக்சைடு வாயு நிலையில் உள்ள குறிக்கிறது. அழுத்தத்தை அதிகரிக்கும் போது கனஅளவு குறைவதை வரைகோடு ஒரே அளவு அழுத்தத்தில் AB காட்டுகிறது, புள்ளி Bல் திரவமாதல் தொடங்குகிறது. அதன் பிறகு கன அளவு

9. வாயு நிலைமை - 1

கற்றலின் கோட்பாடுகள்

- *வாயுக்களின் அளந்தறியும் பண்புகளான, P,V,T மற்றும் நிறை ஆகியவற்றை உணர்தல்.*
- *பல்வேறு வாயு விதிகளையும், நல்லியல்பு வாயு சமன்பாட்டையும் கற்பித்தல்.*
- *'R' என்ற வாயு மாறிலியின் பல்வேறு அலகுகளைக் கற்பித்தல்.*
- *டால்டனின் பகுதி அழுத்த விதியையும், கிரஹாமின் பரவுதல் விதியையும் உணர்தல்.*
- *நல்லியல்வு நிலையிலிருந்து விலகிச் செல்வதை ஆய்ந்தறிதல் மற்றும் வாண்டர் வால்ஸ் சமன்பாட்டை அறிதல்.*
- *நிலைமாறு தன்மைக்கும், வாண்டர்வால்ஸ் மாறிலிகளுக்கும் உள்ள தொடர்பை வருவித்தல்.*
- *ஜூல் தாம்சன் விளைவு மற்றும் எதிர்மாறு வெப்பநிலை ஆகியவற்றை கற்பித்தல்.*
- *வாயுக்களை திரவமாக்கும் முறைகள் மற்றும் வெப்பம் மாறா காந்த நீக்க முறை ஆகியவற்றை கற்பித்தல்.*

9.1 வாயுக்களின் பண்புகள்

பொருள்கள் அனைத்தும் திட, நீர்ம மற்றும் வாயு என்ற மூன்று நிலைமைகளில் அமைந்துள்ளன. ஒரு சேர்மத்தின் வெப்பநிலை மற்றும் அழுத்தம் ஆகிய இரண்டையும் மாற்றுவதன் மூலம் அச்சேர்மத்தை ஏதாவது ஒரு நிலைமையில் இருந்து மற்றொரு நிலைமைக்கு மாற்றலாம். எனவே, மூலக்கூறுகளின் தொடர்ந்த இயக்கமானது வாயு மற்றும் நீர்ம நிலைமைகளின் அடிப்படையாகிறது. வாயு மூலக்கூறுகள் இயங்குவதால் இயக்க ஆற்றலை பெற்றுள்ளன. வாயுக்களின் இயக்கப் பண்புகளைப் பற்றி விளக்கும் கொள்கை, வாயுவின் இயக்கவியற் கொள்கை எனப்படும்.

ஒரு வாயு நிலைமையை விளக்குவதற்கு தேவைப்படும் நான்கு காரணிகள், அளவிடக்கூடிய பண்புகள் எனப்படும். கனஅளவு V, அழுத்தம் P, வெப்பநிலை T. மற்றும் மோல்களின் எண்ணிக்கை n, ஆகியவை அளவிடக் கூடிய பண்புகளாகும்.

அழுத்தத்தின் விளைவு

வாயுவானது அதிக எண்ணிக்கையில் மூலக்கூறுகளை கொண்டது. இவ்வாயு மூலக்கூறுகள் ஒழுங்கற்ற முறையில் கொள்கலத்தில் இயங்குகின்றன. இத்தகைய தொடர்ந்த இயக்கத்தால், மூலக்கூறுகள் ஒன்றுடன் ஒன்று அடிக்கடி மோதிக் கொள்வதில்லை. ஆனால், கொள்கலத்தின் சுவரில் அடிக்கடி மோதிக்கொள்கின்றன. மோதலானது மீட்சித் தன்மையுடையதால், ஆற்றல் இழப்பு எதுவும் ஏற்படுவதில்லை. ஓரலகு பரப்பில் செயல்படும் விசை அழுத்தம் எனப்படும். அழுத்தமானது சுவரின் ஓரலகு பரப்பில் ஒரு விநாடியில் நிகழும் மோதலில் ஈடுபடும் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையை பொருத்ததாகும். அதிக எண்ணிக்கையில் மூலக்கூறுகள் சுவரின் ஓரலகு பரப்பில் ஒரு விநாடியில் மோதலை நிகழ்த்தும்போது வாயுவின் அழுத்தமும் அதிகரிக்கும். எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு சைக்கிள் குழாயில் காற்றை செலுத்தும் போது வாயு மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை அதிகரிக்கும். அதிக மோதல் நிகழ்வதால் அழுத்தமும் அதிகரிக்கும்.

வெப்பத்தின் விளைவு

வாயுவின் இயக்க ஆற்றல் $1/2\ mv^2$ ஆகும். m என்பது மூலக்கூறின் நிறை மற்றும் v என்பது திசைவேகம் ஆகும். வாயுவை சூடுபடுத்தும்போது, அதன் வெப்பநிலை உயரும். மூலக்கூறின் நிறை மாறாமலிருந்தாலும், அதன் திசைவேகம் அதிகரிக்கும். எனவே, இயக்க ஆற்றலும் அதிகரிக்கும். ஆகையால், கொள்கலத்தின் சுவரில் நிகழும் மோதல்கள் அதிகரிக்கும். மூலக்கூறின் எண்ணிக்கை உயருவதில்லை. ஆனால், குறிப்பிட்ட நேரத்தில் சுவரில் நிகழும் மோதல்களின் எண்ணிக்கை அதிகரிக்கிறது. வாயுவின் கனஅளவு மாறாமலிருக்கும் போது வெப்பநிலையை உயர்த்தினால் அழுத்தம் அதிகரிக்கும்.

கனஅளவின் விளைவு

ஒரு வாயுவின் கனஅளவு என்பது அது எடுத்துக் கொள்ளப்பட்ட கொள்கலத்தின் கன அளவிற்குச் சமமாகும். வாயுக்களின் இயக்கவியற் கொள்கையிலிருந்து இதனை அறியலாம். கொள்கலத்தின் கன அளவுடன் ஒப்பிடும்போது வாயு மூலக்கூறுகளின் கனஅளவு தள்ளத்தக்கதாகும். வாயுவின் கனஅளவை அதன் அழுத்தம், வெப்ப நிலை மற்றும் மோல்களின் எண்ணிக்கை ஆகியவற்றிலிருந்து நிர்ணயிக்கலாம்.

மோல்களின் எண்ணிக்கை விளைவு [n]

வாயுவின் மீதான அழுத்தம் மற்றும் கன அளவின் விளைவுகள் மோல்களின் எண்ணிக்கைக்கு நேர்விகிதத்திலிருக்கும். 'n' ன் மதிப்பு உயரும்போது கொள்கலத்தின் சுவரில் மோதும் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையும் அதிகரிக்கும். இவ்விளைவினால்

வாயுவின் அழுத்தம் உயருகிறது. வாயுவின் மோல்களின் எண்ணிக்கை உயரும்போது அவற்றின் கன அளவும் அதிகரிக்கும்.

9.2 வாயு விதிகள்

பாயில் விதி

1662-ஆம் ஆண்டில் ராபர்ட் பாயில், மாறாத வெப்பநிலையில் குறிப்பிட்ட நிறையுள்ள வாயுவின் கனஅளவின் மீதான அழுத்தத்தின் விளைவைப் பற்றி ஆராய்ந்தார். பாயில் விதிப்படி, மாறாத வெப்பநிலையில், ஒரு குறிப்பிட்ட நிறையுள்ள வாயுவின் அழுத்தமும் (P), அதன் கனஅளவும் (V), எதிர் விகிதத் தொடர்பைப் பெற்றுள்ளன.

$$P \propto \frac{1}{V} \text{ (மாறாத வெப்ப நிலையில்) (அல்லது)}$$

$$PV = \text{மாறிலி}$$

வெப்பநிலை T-ஆகவும், வாயுவின் கனஅளவு V_1- ஆகவும் உள்ளபோது அழுத்தம் P_1 ஆகவும், அதே வெப்ப நிலையில் வாயுவின் கன அளவு V_2 ஆகவும், அதன் அழுத்தம் P_2 ஆகவும் இருந்தால், இவ்விதியின்படி,

$$P_1V_1 = P_2V_2 = \text{மாறிலி}$$

சார்லஸ் விதி

மாறாத அழுத்தத்தில், வெப்ப நிலையைப் பொருத்து வாயுவின் கனஅளவு மாறுபடுவதால் சார்லஸ் விதி விளக்குகிறது.

இவ்விதிப்படி, மாறாத அழுத்தத்தில் ஒரு குறிப்பிட்ட நிறையுள்ள வாயுவின் கனஅளவு **(V),** அதன் தனி வெப்ப நிலைக்கு**(T)** நேர் விகிதத்திலிருக்கும்.

$$V \propto T \text{ அல்லது } \frac{V}{T} = \text{மாறிலி}$$

சார்லஸ் விதி மூலம் அழுத்தம் – வெப்பநிலை தொடர்பையும் வருவிக்கலாம். மாறாத கனஅளவில், ஒரு குறிப்பிட்ட நிறையுள்ள வாயுவின் அழுத்தம் (P) அதன் தனி வெப்பநிலைக்கு (T) நேர் விகிதத்திலிருக்கும்.

$$P \propto T \text{ அல்லது } \frac{P}{T} = \text{மாறிலி}$$

T - என்பது கெல்வின் அலகில் வெப்பநிலையாகும்.

நல்லியல்பு வாயுச் சமன்பாடு

பாயில் விதிக்கும், சார்லஸ் விதிக்கும் உட்பட்டு செயல்படும் வாயுக்கள் நல்லியல்பு வாயுக்கள் எனப்படும். இந்த விதிகள் இரண்டையும் இணைத்து, வாயுச் சமன்பாட்டை தருவிக்கலாம்.

பாயில் விதிப்படி, மாறாத வெப்பநிலையில் $P \propto 1/V$

சார்லஸ் விதிப்படி, மாறாத கன அளவில் $P \propto T$

இவ்விரண்டையும் இணைக்கும்போது,

$$P \propto \frac{T}{V} \quad \text{அல்லது} \quad PV \propto T$$

$$\therefore PV = RT.$$

இச்சமன்பாட்டிலுள்ள விகித மாறிலி 'R' என்பது வாயு மாறிலி எனப்படும். பொதுவாக, நல்லியல்பு வாயுச் சமன்பாடு,

$$PV = nRT$$

என எழுதப்படுகிறது. 'n' என்பது வாயுவிலுள்ள மோல்களின் எண்ணிக்கை.

$$\text{மோல்களின் எண்ணிக்கை} = \frac{\text{வாயுவின் நிறை (கிராமில்)}}{\text{வாயுவின் மூலக்கூறு நிறை}}$$

$$= \frac{m}{M} \text{ (கிராம்/ மோல்)}$$

$$PV = \frac{m}{M} RT$$

மாறாத நிறையுள்ள வாயுகளுக்கான நல்லியல்பு வாயுச் சமன்பாடு

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

திட்டவெப்பநிலை மற்றும் அழுத்தம் [STP]

ஒரு வாயு அமைப்பு, திட்ட வெப்பநிலை மற்றும் திட்ட அழுத்தத்தில் இருந்தால், அதன் வெப்பநிலை 273K மற்றும் அழுத்தம் 1.013×10^5 Nm^{-2} (1 atm) ஆகும்.

வாயு மாறிலி R-ன் மதிப்பு அழுத்தம் மற்றும் கன அளவின் அலகுகளைப் பொருத்து மாறுபடுகிறது.

9.3 பல்வேறு அலகுகளின் வாயு மாறிலியின் (R) மதிப்பு

வாயு மாறிலி R-ன் மதிப்பு அழுத்தம் மற்றும் கன அளவின் அலகுகளைப் பொருத்து அமைகிறது.

ஒரு மோல் வாயுவிற்கு $R = \frac{PV}{T}$

$$\therefore R = \frac{\text{அழுத்தம்} \times \text{கன அளவு}}{\text{வெப்பநிலை}} = \frac{\text{விசை}}{\text{பரப்பு}} \times \frac{\text{கனஅளவு}}{\text{வெப்பநிலை}}$$

கனஅளவு = பரப்பு × நீளம் எனில்,

$$\therefore R = \frac{\text{விசை} \times \text{பரப்பு} \times \text{நீளம்}}{\text{பரப்பு} \times \text{வெப்பநிலை}}$$

$$\therefore R = \frac{\text{விசை} \times \text{நீளம்}}{\text{வெப்பநிலை}} = \frac{\text{வேலை}}{\text{வெப்பநிலை}}$$

எனவே, R-ன் அலகு ஆற்றல் / வெப்பநிலை / மோல் ஆகும்.

(a) லிட்டர் – வளிமண்டல அலகில்

STP–ல் ஒரு மோல் வாயு 22.4 லிட்டர் கன அளவை கொண்டுள்ளது.

P = 1 வளிமண்டலம் $R = \frac{PV}{T}$

V = 22.4 லிட்டர்

T = 273 K, $R = \frac{122 \times 4}{273}$ = 0.0821 லிட்டர் வளிமண்டலம் $K^{-1}mol^{-1}$

$= 0.0821\ dm^3\ atm.\ K^{-1}\ mol^{-1}$

(b) C. G. S அலகில்

STP யில் ஒரு மோல் வாயுவின்

P = 1 atm = 1 × 76 × 13.6 × 980 டைன் செ.மீ.$^{-2}$

= 1.013×10^6 டைன் செ.மீ.$^{-2}$

V = 22400 செ.மீ^{3} T = 273 K

$$R = \frac{PV}{T} = \frac{1.013 \times 10^6 \times 22400}{273}$$

= 8.314×10^7 எர்க் K^{-1} மோல்$^{-1}$

(*c*) M.K.S. அலகில்

MKS (அ) SI அலகில், R-ன் அலகு ஜூல் ஆகும்,

10^7 எர்க் = 1 ஜூல்

R = 8.314 ஜூல் K^{-1} மோல்$^{-1}$

1 கலோரி = 4.184 ஜூல்

$\therefore$ R = 1.987 கலோரி K^{-1} மோல்$^{-1}$

9.4 டால்டனின் பகுதி அழுத்த விதி

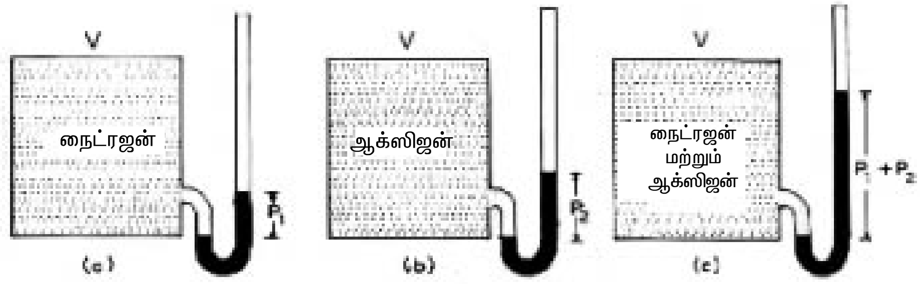
ஒன்றோடொன்று வினைபுரியாத இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட வாயுக்களை கலக்கும்போது அவற்றின் மொத்த அழுத்தத்தை டால்டனின் பகுதி அழுத்த விதி விளக்குகிறது. டால்டன் விதியானது,

''ஒன்றோடொன்று வினைபுரியாத வாயுக்கள் கலந்த வாயுக்கலவயின் மொத்த அழுத்தம், அதிலுள்ள தனிப்பட்ட வாயுக்களின் பகுதி அழுத்தங்களின் கூட்டுத்தொகைக்குச் சமம்''. வாயுவின் பகுதி அழுத்தம் என்பது வாயுக் கலவையில் உள்ளபோது அதே கன அளவு மற்றும் வெப்பநிலையில் அவ்வாயுவின் தனிப்பட்ட அழுத்தமாகும்.

p_1, p_2, p_3 ..... என்பவை வாயுக் கலவை ஒன்றில் உள்ள வெவ்வெறு வாயுக்களின் பகுதி அழுத்தங்கள் எனில், வாயுக்கலவையின் மொத்த அழுத்தம் P என்பது,

$$P = p_1 + p_2 + p_3 + ...$$

வாயுக்கலவை மற்றும் தனிப்பட்ட வாயுக்களின் கனஅளவு மற்றும் வெப்ப நிலை சமமாக இருக்க வேண்டும்.



படம் 9.1 நைட்ரஜன் மற்றும் ஆக்சிஜன் வாயுக்களின் பகுதி அழுத்தங்களின் கூட்டு தொகை மொத்த அழுத்தத்திற்கு சமம்

வாயுக்கலவைக்கான வாயுச் சமன்பாடு

மாறாத T மற்றும் V-யில், வாயுக்கலவை ஒன்றிலுள்ள நல்லியல்பு வாயுக்கள் A,B மற்றும் C-ன் மோல்கள் முறையே n_A, n_B மற்றும் n_C எனில், நல்லியல்பு வாயு சமன்பாட்டின்படி

$$p_A = \frac{n_A RT}{V} \; ; \; p_B = \frac{n_B RT}{V} \; ; \text{ மற்றும் } p_C = \frac{n_c RT}{V}$$

p_A, p_B மற்றும் p_C என்பவை முறையே நல்லியல்பு வாயுக்கள் A, B மற்றும் C-ன் பகுதி அழுத்தங்களாகும், வாயுக்கலவையின் மொத்த அழுத்தம்,

$$P = p_A + p_B + p_C$$

$$P = \frac{n_A RT}{V} + \frac{n_B RT}{V} + \frac{n_C RT}{V}$$

$$\therefore PV = (n_A + n_B + n_C) RT$$

இச்சமன்பாடு வாயுக்கலவைக்கான வாயுச் சமன்பாடாகும்.

பகுதி அழுத்தத்தை கணக்கிடல்

வாயுக்கலவை ஒன்றிலுள்ள வாயு A மற்றும் B யின் பகுதி அழுத்தங்கள் முறையே p_A மற்றும் p_B என்றால் வாயு நிலைகலவைச் சமன்பாட்டின்படி

$$P = (n_A + n_B) \frac{RT}{V}$$

ஆனால்

$$p_A = \frac{n_A}{V} RT \quad \text{மற்றும்} \quad p_B = \frac{n_B}{V} RT$$

விகிதமானது,

$$\frac{p_A}{P} = \frac{n_A}{(n_A + n_B)} \cdot \frac{V}{RT} \cdot \frac{RT}{V}$$

X_A = A- ன் மோல் பின்னம் அல்லது $p_A = X_A P$

பகுதி அழுத்தம் p_A = A–ன் மோல் பின்னம் × மொத்த அழுத்தம் அதே போல்

$$p_B = X_B P$$

கலவையிலுள்ள வாயு ஒன்றின் பகுதி அழுத்தமானது அதன் மோல் பின்னம் மற்றும் மொத்த அழுத்தம் ஆகியவற்றின் பெருக்குத் தொகையிலிருந்து கணக்கிடப்படுகிறது,

கணக்கு – 1

இரண்டு மோல்கள் N_2 மற்றும் இரண்டு மோல்கள் H_2 உள்ள வாயுக் கலவையில் STP-யில் N_2 மற்றும் H_2-ன் பகுதி அழுத்தங்களை கணக்கிடு.

$$p_{N_2} = \frac{N_2\text{– ன் மோல்களின் எண்ணிக்கை}}{V} \times RT$$

$$p_{H_2} = \frac{H_2\text{– ன் மோல்களின் எண்ணிக்கை}}{V} \times RT$$

N_2-ன் மோல் பின்னம் = $X_{N_2} = \frac{2}{2+2} = \frac{2}{4} = 0.5$

H_2 –ன் மோல் பின்னம் $= X_{H_2} = \frac{2}{2+2} = \frac{2}{4} = 0.5$

$$X_{N_2} + X_{H_2} = 1$$

ஆனால் $P = \frac{RT}{V}$

1 மோலுக்கு V = 22.4 லிட்டர் எனில்

4 மோல்களுக்கு, V = 4 x 22.4 லிட்டர்

$R = 0.0821$ லிட்டர் வளிமண்டலம் K^{-1} மோல்$^{-1}$

$$P = \frac{0.0821 \times 273}{4 \times 22.4} = 0.2501 \text{ வளிமண்டலம்}$$

$p_{N_2} = 0.2501 \times 0.5 = 0.1251$ வளிமண்டலம்

$p_{H_2} = 0.2501 \times 0.5 = 0.1251$ வளிமண்டலம்

சுயதேர்வு

3 மோல்கள் O_2 மற்றும் 1 மோல் H_2 உள்ள வாயுக் கலவையில் O_2 மற்றும் H_2 -ன் பகுதி அழுத்தங்களை S.T.P ல் கணக்கிடுக. (விடை: $p_{O_2} = 0.1876$ atm மற்றும் $p_{H_2} = 0.0625$ atm)

9.5 கிரஹாமின் வாயு விரவுதல் விதி

இரண்டு வாயுக்கள் ஒன்றுடன் ஒன்று சந்திக்கும் போது அவை தன்னிச்சையாக கலக்கின்றன, வாயு ஒன்றின் மூலக்கூறானது மற்றொரு வாயுவில் செல்வதே இதற்குக் காரணமாகும். இவ்வாறு வாயு மூலக்கூறுகள் ஒழுங்கற்ற முறையில் கலப்பது விரவுதல் எனப்படும்.

1829–ம் ஆண்டில் கிரஹாம் என்பவர் வாயுக்களின் விரவுதல் விதியை கூறினார்.

"ஒரே வெப்ப மற்றும் அழுத்த நிலைகளில் வாயுக்களின் விரவுதல் வீதமானது அவற்றின் மூலக்கூறு நிறையின் வர்க்க மூலத்திற்கு எதிர் விகிதத்திலிருக்கும்."

கணித முறைப்படி, இவ்விதியானது,

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

r_1 மற்றும் r_2 என்பது வாயு 1 மற்றும் வாயு 2-ன் விரவுதல் வீதமாகும். M_1 மற்றும் M_2 என்பவை அவற்றின் மூலக்கூறு நிறைகளாகும்.

ஒரு வாயு சிறு துளை வழியாக குறைந்த அழுத்தம் அல்லது வெற்றிடம் நோக்கி செல்லும் முறைக்கு பாய்தல் (Effusion) என்று பெயர். விரவுதல் வீதமானது மூலக்கூறு

நிறையை பொருத்ததாகும். கிரஹாம் விதியை பாய்தலுக்கு உட்படுத்தினால் கிரஹாம் பாய்தல் விதி எனப்படும். கணித முறைப்படி,

$$\frac{\text{வாயு } -1\text{–ன் பாய்தல் வீதம்}}{\text{வாயு } -2\text{–ன் பாய்தல் வீதம்}} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

பாய்தல் வீதமானது விரவுதல் வீதத்தை விட எளிதில் கணக்கிடலாம். எனவே, டால்டனின் பாய்தல் விதியானது வாயுவின் மூலக்கூறு நிறையை கண்டறிய பெரும்பாலும் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

கணக்கு – 2

ஒரு வாயுவானது ஆக்சிஜனின் விரவுதல் வீதத்தில் பாதியை பெற்றிருந்தால், அதன் மூலக்கூறு நிறையை கணக்கிடு.

தீர்வு

கிரஹாமின் விரவுதல் விதிப்படி,

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}\ ; \frac{1/2}{1}\sqrt{\frac{32}{M_1}}$$

இருபக்கமும் வர்க்கப்படுத்த,

$$\left(\frac{1}{2}\right)^2 = \frac{32}{M_1} \text{ (or) } \frac{1}{4} = \frac{32}{M_1} \qquad M_1 = 128$$

எனவே, வாயுவின் மூலக்கூறு நிறை 128 ஆகும்.

சுயதேர்வு

ஒரு வாயுவின் விரவுதல் வீதமானது N_2 ன் விரவுதல் வீதத்தில் நான்கில் ஒரு பங்கு உள்ளது எனில் அதன் மூலக்கூறு நிறையை கணக்கிடு. (விடை: 448)

கணக்கு – 3

50 மிலி கொண்ட வாயு A ஆனது 146 விநாடிகளில் துளை வழியே பாய்கிறது. அதே நிலையில் அதே கன அளவு கொண்ட CO_2 வாயு பாய்வதற்கு விநாடிகள் எடுத்துக் கொண்டால் வாயு A-ன் மூலக்கூறு நிறையைக் கணக்கிடு.

$$\frac{CO_2 \text{ பாய்தலின் வீதம்}}{\text{வாயு } A\text{-ன் பாய்தலின் வீதம்}} = \sqrt{\frac{M_A}{MCO_2}}$$

$$\frac{50/115}{50/146} = \sqrt{\frac{M_A}{44}} \quad (1.27)^2 = \frac{M_A}{44}$$

$\therefore$ $M_A = 71$. வாயு A-ன் மூலக்கூறு நிறை 71 ஆகும்.

சுயதேர்வு

75 மிலி கொண்ட வாயு A ஆனது 73 விநாடிகளில் துளை வழியே பாய்கிறது அதேநிறையில் அதே கன அளவு கொண்ட SO_2 வாயு பாய்வதற்கு 75 விநாடிகள் எடுத்துக் கொண்டால் வாயு A–ன் மூலக்கூறு நிறையைக் கணக்கிடு. (விடை : 60.6)

9.6 இயல்பு வாயுவானது நல்லியல்பு தன்மையிலிருந்து விலக்கம் அடைவதற்கான காரணங்கள்

நல்லியல்பு வாயுவிற்கான வாயுச் சமன்பாடு, $PV = nRT$

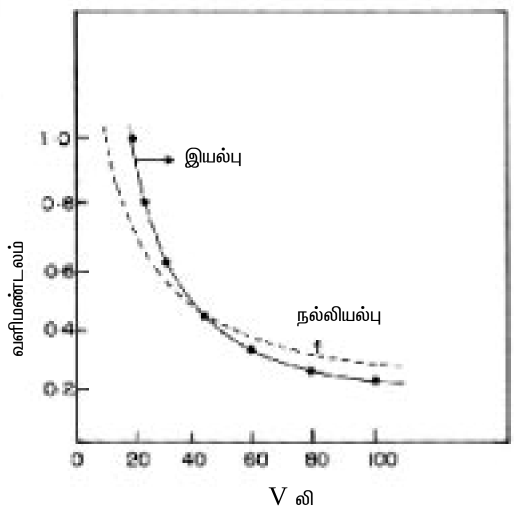
இச்சமன்பாட்டிற்கு உட்பட்டு செயல்படும் வாயுக்கள் நல்லியல்பு வாயுக்கள் எனப்படும். இயல்பு வாயுக்கள் நல்லியல்பு வாயு சமன்பாட்டுக்கு உட்பட்டு செயல்படாது. வாயு மூலக்கூறுகளுக்கிடைப்பட்ட கவர்ச்சி விசையின் காரணமாக இயல்பு வாயுக்கள் விலக்கம் அடைகின்றன. விலக்கு விசையின் காரணமாக வாயுவானது விரிவடைகிறது. ஈர்ப்பு விசையின் காரணமாக கனஅளவு குறைகிறது. குறைந்த அழுத்தம் மற்றும் அதிக வெப்ப நிலைகளில் வாயு மூலக்கூறுகளுக்கிடைப்பட்ட கவர்ச்சி விசை குறைந்துக் கொண்ட வந்து நல்லியல்பு வாயுவாக செயல்படுகிறது.

கனஅளவில் விலக்கம்

வாயுக்களின் இயக்கவியற் கொள்கையின்படி வாயு மூலக்கூறுகளின் கள அளவானது, வாயுவின் மொத்த கன அளவை ஒப்பு நோக்கும்போது தள்ளத்தக்கதாகும். இக்கொள்கை நல்லியல்பு வாயுக்களுக்கும் சாதாரண வெப்ப நிலை மற்றும் அழுத்தத்தில், இயல்பு வாயுக்களுக்கும் பொருந்தக்கூடியது.

வெப்ப நிலையை குறைக்கும்போது, இயல்பு வாயுவின் மொத்த கன அளவு மிகவும் குறைந்துக் கொண்டே வந்து வாயு மூலக் கூறுகளின் கனஅளவை அடைகிறது. இத்தகைய நிலையில், வாயுவின் மொத்த கன அளவை ஒப்பிடுகையில், வாயு மூலக்கூறுகள் அடைத்துள்ள கன அளவைத் தள்ள முடியாது.

எனவே, அதிக அழுத்தம் மற்றும் குறைந்த வெப்பநிலையில் கன அளவு விலக்கம் ஏற்பட்டு இயல்பு வாயுக்கள் நல்லியல்புத் தன்மையிலிருந்து விலக்கம் அடைகின்றன.



படம் 9.2 நல்லியல்பு மற்றும் இயல்பு வாயுக்களின் அழுத்தம் - கனஅளவு சார்பு

அழுத்தத்தின் விலக்கம்

ஒரு நல்லியல்பு வாயுவிற்கு அனைத்து வெப்பநிலை மற்றும் அழுத்தத்தில் மூலக்கூறுக்கிடைப்பட்ட கவர்ச்சி விசையானது பூஜ்ஜியமாகும். இக்கூற்றானது ஒரு இயல்பு வாயுவிற்கு குறைந்த அழுத்தம் அல்லது அதிக வெப்பநிலையில் பொருத்தக் கூடியதாகும். எனவே, மூலக்கூறுகளுக்கிடைப்பட்ட கவர்ச்சி விசையானது தள்ளத் தக்கதாகிறது.

ஆனால், அதிக அழுத்தம் அல்லது குறைந்த வெப்ப நிலையில், வாயுவின் கனஅளவு மிகவும் குறைந்து, மூலக்கூறுகள் ஒன்றுடன் ஒன்று நெருங்கி அமைகின்றன. இந்நிலையில் மூலக்கூறுகளுக்கிடைப்பட்ட கவர்ச்சி இருப்பதால், அதனைத் தள்ள முடியாது. எனவே, வாயுச் சமன்பாட்டில், இயல்பு வாயுவிற்கான அழுத்தத் திருத்தம் இன்றியமையாததாகிறது.

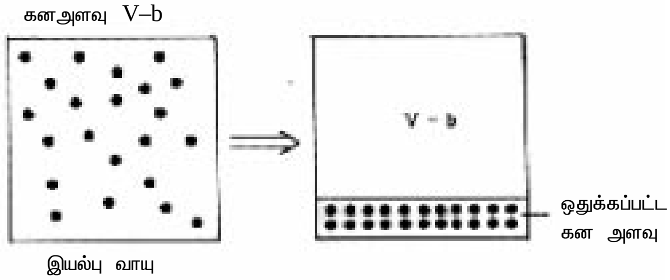
9.7 வாண்டர் வால்ஸ் சமன்பாடு

நல்லியல்பு வாயுவிற்கான வாயுச் சமன்பாடு $PV = nRT$ ஆகும். J.O வாண்டர்வால்ஸ் என்பவர் (1) மூலக்கூறுகளின் கன அளவு (V) மற்றும் (2) மூலக்கூறுக்களுக்கிடைப்பட்ட கவர்ச்சி விசை ஆகியவற்றின் விளைவுகளைக் கருத்தில் கொண்டு நல்லியல்பு வாயுச் சமன்பாட்டைத் திருத்தி அமைத்து புதிய இயல்பு வாயுச் சமன்பாட்டை வருவித்தார்.

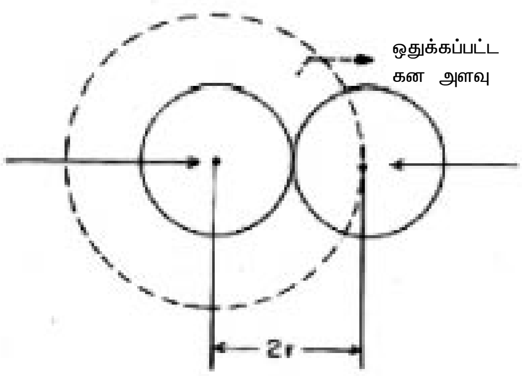
(1) இயல்பு வாயுவிற்கான கன அளவு திருத்தம்

மூலக்கூறுகள் தங்குதடையின்றி இயங்குவதற்கு கிடைக்கும் இடமே, வாயுவின் உண்மையான கன அளவாகும். ஒரு நல்லியல்பு வாயுவிற்கு அதன் கன அளவும் (V) கொள்கலத்தின் கனஅளவும் சமமாக இருக்கும்.

எனவே, இயல்பு வாயுவின் கன அளவானது நல்லியல்பு கன அளவிலிருந்து வாயு மூலக்கூறுகள் அடைத்துள்ள கன அளவை கழிப்பதால் கிடைக்கும். V_m என்பது ஒரேயொரு மூலக்கூறின் கன அளவு எனில், ஒதுக்கப்பட வேண்டிய கன அளவு 'b' பின்வருமாறு நிர்ணயிக்கப்படுகிறது.



படம் 9.3 இயல்பு வாயுவின் தடையிலா கன அளவு மற்றும் ஒதுக்கப்பட்ட கன அளவுகள்



படம் 9.4 இயல்பு வாயு மூலக்கூறுகளின் மோதல் விட்டம் ($2r$) மற்றும் ஒதுக்கப்பட்ட கன அளவு

ஆரம் 'r' கொண்ட இரண்டு மூலக்கூறுகள் ஒன்றுடன் ஒன்று மோதிக்கொள்கின்றன எனலாம். புள்ளியால் வரையப்பட்ட கோளத்தின் ஆரம் ($2r$)-ல் மற்ற மூலக்கூறுகள் இயங்க முடியாது. புள்ளியால் வரையப்பட்ட ஆரத்தைக் கொண்ட கோளத்தின் கன அளவு ஓர் இணை மூலக்கூறுகளின் ஒதுக்கப்பட்ட கன அளவாகும்.

எனவே, இரு மூலக்கூறுகளுக்கான ஒதுக்கப்பட்ட கன அளவு $= \frac{4}{3}\pi\,(2r)^3$

$$= 8\left(\frac{4}{3}\pi r^3\right)$$

ஒரு மூலக்கூறுக்கான ஒதுக்கப்பட்ட கனஅளவு,

$$V_c = \frac{1}{2} \times 8.\ \frac{4}{3}\ \pi\, r^3 = 4V_m$$

V_m என்பது ஒரு மூலக்கூறின் சரியான கனஅளவாகும்.

$\therefore n$ மூலக்கூறுக்களுகான ஒதுக்கப்பட்ட கனஅளவு,

'b' $= 4nV_m$, அதாவது, $4V_m$ என்பது ஒரு மூலக்கூறின் ஒதுக்கப்பட்ட கன அளவாகும்.

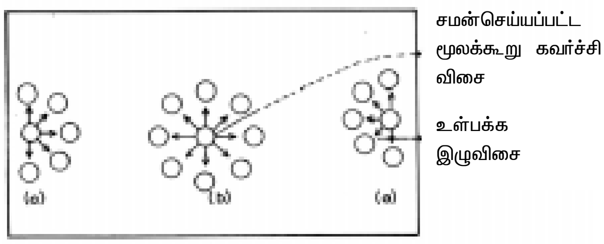
$\therefore$ இயல்பு வாயுவிற்கான திருத்தப்பட்ட கனஅளவு $= (V\text{-}b)$

= மூலக்கூறுகள் தங்குதடையின்றி இயங்குவதற்கான இடம்.

(ii) அழுத்தத்திற்கான திருத்தம்

வாயு மூலக்கூறுக்களுக்கிடைப்பட்ட கவர்ச்சி விசையின் காரணமான இத்திருத்தம் அமைந்து உள்ளது. வாயுக்களின் இயக்கவியற் கொள்கையின் படி வாயுவின் அழுத்தம், அதன் மூலக்கூறுகள் கொள்கலத்தின் சுவர்களின் மீது தொடர்ந்து மோதுவதால் விளைகின்றது. மூலக்கூறு ஒன்று கொள்கலத்தின் உட்பகுதியில் இருப்பதாகக் கருதுவோம். இந்த மூலக்கூறைச் சுற்றி எல்லாத்திசைகளிலும் வாயு மூலக்கூறுகள் காட்டும் கவர்ச்சி விசை ஈடு செய்யப்பட்டு, நடுவிலிருக்கும் மூலக்கூறு எவ்வித முடிவான ஈர்ப்பு விசையையும் பெற்றிருப்பதில்லை.

ஆனால், கலத்தின் சுவரையொட்டியுள்ள மூலக்கூறு ஏனைய மூலக்கூறுகளால் எல்லாத் திசைகளிலும் சமமாகச் சூழப்படவில்லை. இதன் விளைவாகக் கலத்தின் சுவரை ஒட்டியுள்ள மூலக்கூறை ஏனைய மூலக்கூறுகள் உட்பக்கமாக இழுக்கின்றன. ஆதலால் இம்மூலக்கூறு சுவரின் மீது மோதும் திசை வேகம் குறைகின்றது. எனவே, வாயுவின் அழுத்தத்துடன் அழுத்தத்திற்கான திருத்தம் கூட்டப்பட்டு நல்லியல்பு வாயு அழுத்தம் பெறப்படுகிறது. திருத்தப்பட்ட அழுத்தம் $P + p'$ ஆகும். p' என்பது அழுத்தத்திற்கான திருத்தக் காரணியாகும்.



படம் 9.5

கலத்தின் சுவரை ஒட்டியுள்ள மூலக்கூறின் கவர்ச்சி விசையானது ஓரலகு கன அளவிலுள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையைப் பொருத்து அமைகிறது. சோதனைப்படி p' ஆனது வாயுவின் அடர்த்தியின் ρ வர்க்கத்திற்கு நேர் விகிதத்திலிருக்கும், அடர்த்தியானது மூலக்கூறுக்களுக்கிடைப்பட்ட கவர்ச்சியை அளக்கக் கூடியதாகும்.

$$\text{(i.e.) } p' \propto \rho^2 = \left(\rho = \frac{n}{V}\right)$$

அடர்த்தியானது கன அளவிற்கு (V) எதிர் விகிதத்திலிருக்கும், எனவே, ஒரு மோல் வாயுவிற்கு p' என்பது

$$p' \propto \frac{1}{V^2} \text{ (or) } p' = \frac{a}{V^2}$$

'a' என்பது விகிதச் சம மாறிலி, வாயுவின் தன்மையை பொருத்ததாகும்.

$\therefore$ திருத்தப்பட்ட கன அளவு $= P + p' = \left(P + \frac{a}{V^2}\right)$

ஒரு மோல் நல்லியல்பு வாயுச் சமன்பாட்டில் அழுத்தம் மற்றும் கன அளவிற்கான திருத்தங்களை புகுத்தி கிடைக்கும் இயல்பு வாயுச் சமன்பாடு

$\left(P + \frac{a}{V^2}\right)(V - b) = RT$ 'a' மற்றும் 'b' என்பவை வாண்டர்வால்ஸ் மாறிலிகளாகும்.

இச்சமன்பாடு வாண்டர்வால்ஸ் சமன்பாடு எனப்படும்.

'n' மோல்கள் கொண்ட இயல்பு வாயுவிற்கான வாண்டர்வால்ஸ் சமன்பாடு,

$$\left(P + \frac{n^2 a}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$$

வாண்டர்வால்ஸ் மாறிலிகளின் அலகுகள்

வாண்டாவால்ஸ் மாறிலிகள் 'a' மற்றும் 'b' ன் அலகுகளை நிர்ணயிப்பது அழுத்தம் மற்றும் கனஅளவு ஆகியவற்றின் அலகுகளே ஆகும்.

$$a = \frac{\text{அழுத்தம்.} \ (\text{கன அளவு})^2}{(\text{மோல்})^2}$$

கன அளவானது லிட்டரில் இருந்தால்,

$$a = \text{atm dm}^6 \text{ mol}^{-2}$$

$$= \text{வளிமண்டலம் லிட்டர்}^2 \text{ மோல்}^{-2}$$

$$b = \frac{V}{n} = \frac{\text{லிட்டர்}}{\text{மோல்}} = \text{லிட்டர் மோல்}^{-1}$$

வாண்டர்வால்ஸ் மாறிலிகள் (a) மற்றும் (b)யின் முக்கியத்துவம்

1. $\frac{a}{V^2}$ என்பது வாயு மூலக்கூறுகளுக்கிடைப்பட்ட கவர்ச்சி விசையை விளக்குகிறது. இதனை பிணைவு அழுத்தம் என்றும் அழைக்கலாம்.

2. வாண்டர்வால்ஸ் மாறிலிகள் 'a' மற்றும் 'b'ன் மூலம் எதிர்மாறு வெப்பநிலை T_i-ஐ கணக்கிடலாம்.

$$T_i = \frac{2a}{Rb}$$

3. வாண்டர்வால்ஸ் மாறிலிகள் 'a' மற்றும் 'b'ன் மதிப்புகளிலிருந்து வாயுவின் நிலைமாறு மாறிலிகளின் மதிப்பைக் கணக்கிடலாம்.

கணக்கு – 4

ஒரு மோல் CO_2 வாயு 48^oC மற்றும் 16.4 atm அழுத்தத்தில் 1.32 lit கனஅளவை கொண்டுள்ளது, வாயுவானது நல்லியல்பு மற்றும் இயல்பு நிலைகளில் செயல்பட்டால் வாயுவின் அழுத்தத்தைக் கணக்கிடு.

[$a = 3.59$ atm dm^6 mol^{-2}, $b = 4.27 \times 10^{-2}$ dm^3 mol^{-1}

மற்றும் R = 0.082 dm^3 atm deg^{-1} mol^{-1}]

V = 1.32 lit. ; T = 48 + 273 = 321 K ; n = 1 mole.

நல்லியல்பு தன்மைக்கு, PV = RT

$$\left(P = \frac{RT}{V}\right) = \frac{0.082 \times 321}{1.32}; P_{ideal} = 19.94 \text{ atm}$$

இயல்பு தன்மைக்கு $P = \frac{RT}{(V - b)} - \frac{a}{V^2} = \left(\frac{0.082 \times 32}{1.32 - 0.0427}\right) - \left(\frac{3.59}{(1.32)^2}\right)$

$$P_{\text{இயல்பு}} = 20.6 - 2.06 = 18.54 \text{ atm}$$

வாண்டர் வால்ஸ் சமன்பாட்டின் வரம்புகள்

1. நல்லியல்பு தன்மையிலிருந்து விலக்கம் அடைவதை எண்மதிப்பில் விளக்க முடியவில்லை. மாறாக P மற்றும் V விலக்கங்களை விளக்குகிறது.
2. 'a' மற்றும் 'b' மதிப்புகள் P மற்றும் T-ஐ பொருத்து மாறுபடுகிறது. வாண்டர்வால்ஸ் சமன்பாட்டை வருவிக்கும்போது இம்மாற்றங்கள் கணக்கில் எடுத்துக் கொள்ளப்படவில்லை.
3. வாண்டர்வால்ஸ் சமன்பாட்டின் மூலம் பெறப்பட்ட நிலைமாறு மாறிலிகளின் மதிப்புகள் மற்ற சோதனைகள் மூலம் பெறப்பட்ட மதிப்புகளிலிருந்து வேறுபட்டுள்ளன.

9.8 நிலைமாறு இயற்பாடு

வாயுக்களை திரவமமாக்குவதற்கு நிலைமாறு வெப்பநிலை, நிலைமாறு அழுத்தம் மற்றும் நிலைமாறு கன அளவு மற்றும் அவற்றிற்கிடையேயான தொடர்புகள் பயன்படுகின்றன.

ஒரு வாயுவை திரவமாக்கும்போது அதன் கனஅளவு பெருமளவு குறைகிறது. வெப்ப நிலையை குறைத்தல் அல்லது அழுத்தத்தை அதிகரித்தல் அல்லது இரண்டையும் செய்யும்போது கனஅளவு குறைகிறது. இவ்விரு விளைவுகளின் காரணமாக வாயு மூலக்கூறுகள் ஒன்றொடொன்று நெருங்கி வந்து திரவமாகின்றன. எந்தவொரு மாறாத வெப்ப நிலையிலும், வாயுவின் அழுத்தத்தை அதிகரிக்கும் போது கன அளவு குறையும். இதே போல் மாறாத வெப்பநிலையில் வாயுவின் கன அளவை அதிகரிக்கும்போது அழுத்தம் குறையும். இதனைக் காட்டும் வரைகோடுகள் சம வெப்பநிலைக் கோடுகள் எனப்படும். இவை படம் 9.2ல் உள்ளதுபோல் அமையும்.

படம் 9.2 இயல்பு மற்றும் நல்லியல்பு வாயுக்களுக்கு கன அளவை அதிகரிக்கும் போது அழுத்தம் தொடர்ந்து குறைவதைக் காட்டுகிறது. அதிக அழுத்தம் மற்றும் குறைந்த கனஅளவில் இயல்பு வாயுவானது நல்லியல்புத் தன்மையிலிருந்து விலக்கம் அடைவதைக் காணலாம்.

நிலைமாறு வெப்பநிலை (T_c)

ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்ப நிலையில், அழுத்தத்தை அதிகரிக்கும்போது வாயுவானது திரவமாக மாறினால், அந்த வெப்பநிலை நிலைமாறு வெப்பநிலை எனப்படும். அவ்வெப்பநிலைக்கு மேல் அழுத்தத்தை எவ்வளவு உயர்த்தினாலும் வாயுவானது திரவமாவதில்லை. CO_2 க்கான T_c 31.1^oC ஆகும். அதாவது 31.1^oC வெப்ப நிலைக்கு மேல் அழுத்தத்தை உயர்த்தினாலும், CO_2 வாயுவை திரவமாக்க இயலாது.

நிலைமாறு அழுத்தம் $[T_c]$

நிலைமாறு வெப்ப நிலையில், ஒரு மோல் வாயுவை திரவமாக்கத் தேவைப்படும் மிகக் குறைந்த அழுத்தம் நிலைமாறு அழுத்தம் எனப்படும்.

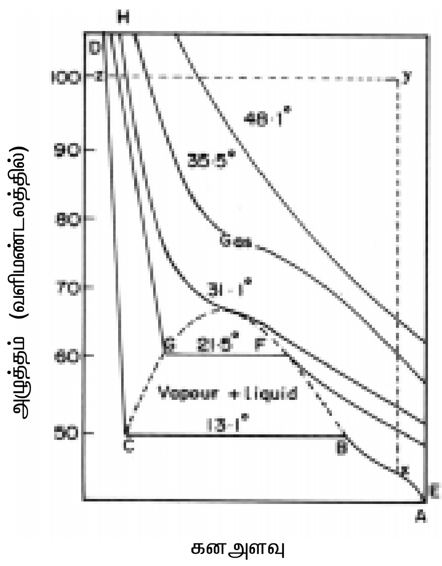
நிலைமாறு கனஅளவு $[V_c]$

நிலைமாறு அழுத்தம் மற்றும் நிலைமாறு வெப்ப நிலையில், ஒரு மோல் வாயு ஆக்கிரமிக்கும் கனஅளவு நிலைமாறு கன அளவு எனப்படும்.

ஒரு வாயுவின் அழுத்தம், கனஅளவு மற்றும் வெப்ப நிலை ஆகியவைகள் முறையே P_c, V_c மற்றும் T_c எனில், அவ்வாயு நிலைமாறு நிலையில் உள்ளது எனப்படும்.

9.8.1 கார்பன்–டை–ஆக்சைடிற்கான ஆண்ட்ரூஸ் சம வெப்பநிலை கோடுகள்

ஒரு வாயுவின் நிலைமாறு வெப்ப நிலையின் முக்கியத்துவத்தை ஆண்ட்ரூஸ் கார்பன்–டை–ஆக்சைடு வாயு சோதனையில் கண்டறிந்தார். வெவ்வேறு வெப்பநிலைகளில் CO_2 -ன் சம வெப்ப நிலைக் கோடுகள் படம் **9.6** ல் உள்ளன.



படம் 9.6 CO_2வுக்கான ஆண்ட்ரூஸ் சம வெப்பநிலை கோடுகள்

13.1^oC வெப்ப நிலையில் உள்ள முதல் சம வெப்ப நிலைக் கோட்டை கருதுவோம், புள்ளி A-யானது குறிப்பிட்ட கனஅளவு மற்றும் அழுத்தத்தில் கார்பன் –டை–ஆக்சைடு வாயு நிலையில் உள்ளதை குறிக்கிறது. அழுத்தத்தை அதிகரிக்கும் போது கனஅளவு குறைவதை வரைகோடு ஒரே அளவு அழுத்தத்தில் AB காட்டுகிறது. புள்ளி B-ல் திரவமாதல் தொடங்குகிறது. அதன் பிறகு கன அளவு மிகவும் குறைந்து கொண்டே வருவதால், அதிக அளவு வாயுவானது திரவமாக்கப்படுகிறது. புள்ளி C-ல் வாயு முழுவதும் நீர்மமாக்கப்படுகிறது. புள்ளி C-க்கு பிறகு அழுத்தத்தை உயர்த்தினால் கனஅளவு மிகச் சிறிதளவே குறைகிறது. இதனை வரைகோடு CD குறிக்கிறது. அதாவது வரைகோடு ABல் CO_2 வாயுவாக உள்ளது. BC வாயு மற்றும் நீர்ம நிலைமைகளுக்குள்ள சமநிலையை குறிக்கிறது. வரைகோடு CD-ல் திரவம் மட்டுமே உள்ளது. 21.5^oC- உள்ள சம வெப்ப நிலைக் கோடானது, உயர் அழுத்தத்தினால் மேலும் கன அளவு குறைவதைக் காட்டுகிறது. எனவே, கனஅளவைக் குறைப்பதற்கு அழுத்தத்தை அதிகரிக்க வேண்டும். இவ்விளைவின் மூலம் திரவமாதல் அதிக அழுத்தத்தில் நிகழ்வதை சமவெப்ப நிலைக்கோடு காட்டுகிறது.

வெப்ப நிலையை மேலும் உயர்த்தும் போது, கிடை மட்டப் பகுதி குறைகிறது. 31.1^oC வெப்ப நிலையில் புள்ளியாகிறது. 31.1^oC-ல் வெப்ப நிலையானது CO_2-வின் நிலைமாறு வெப்ப நிலை எனப்படும். இந்த வெப்ப நிலையில், வாயுவானது திரவமாகிறது. 31.1^oC வெப்ப நிலைக்கு மேல் அழுத்தத்தை எவ்வளவு உயர்த்தினாலும், திரவமாக்க இயலாது. வரைகோடு H மற்றும் *zyx* பகுதி அமைந்துள்ள பரப்பு CO_2 வாயு நிலையில் உள்ளதை குறிக்கிறது.

9.8.2 தொடரும் நிலை

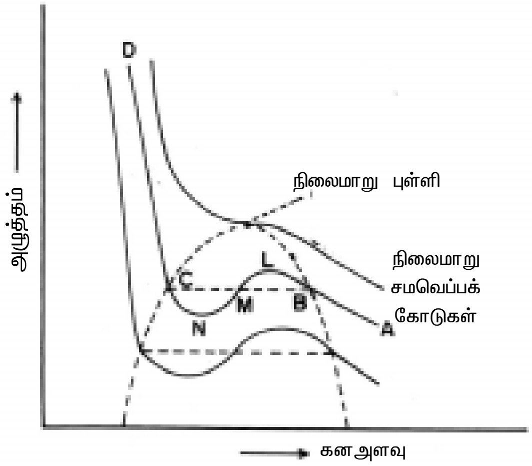
தாம்சனின் ஆய்வு

1871-ல் தாம்சன், ஆண்ட்ரூஸின் CO_2 க்கான சம வெப்பநிலைக் கோடுகளை ஆராய்ந்தார். நிலைமாறு வெப்பநிலைக்குக் கீழ் உள்ள சமவெப்பநிலைக் கோடுகளில் எத்தகைய கூரிய புள்ளிகளும் இல்லை என்று கூறினார். இச்சம வெப்ப நிலைக் கோடுகள் வாயுவிலிருந்து திரவ நிலைக்குச் செல்லுத் தொடர் நிலையை விளக்குகின்றன. படம் 9.7 உள்ள வரைகோடு MLB-யானது வாயு அழுத்தப்பட்ட நிலையில் உள்ளதைக் குறிக்கிறது. வரைகோடு MNC-யானது அதிக வெப்பப்படுத்தப்பட்ட திரவத்தைக் குறிக்கிறது. ஏனெனில், T_C க்கு மேல் அழுத்தப்படும் போது வெப்ப நிலை உயருகிறது. இந்த வகையான தொடரும் நிலையை வாண்டர்வால்ஸ் சமன்பாடு விளக்குகிறது. வாண்டர்வால்ஸ் சமன்பாடு பின்வருமாறு :

$$\left(P+\frac{a}{V^2}\right)(V-b)=RT$$

விரிவுபடுத்த, $PV - Pb + \frac{a}{V} - \frac{ab}{V^2} - RT = 0$

V^2 ஆல் பெருக்க, $PV^3 - (RT + Pb)\,V^2 + aV - ab = 0$



படம் 9.7 CO_2 வாயுவுக்கான தாம்சனின் சமவெப்ப நிலைக் கோடுகள்

எனவே, கொடுக்கப்பட்ட P மற்றும் T மதிப்புகளுக்கு மூன்று V மதிப்புகள் கிடைக்கும். அலை வரை கோட்டில் உள்ள B, M மற்றும் C ஆகிய புள்ளிகள் மூன்று V மதிப்புகளைத் தருகின்றன. சம வெப்பநிலைக் கோட்டின் கிடைமட்டப் பகுதி குறைந்து V-ன் மூன்று மதிப்புகள் நெருங்கி வருகின்றன. நிலைமாறு புள்ளியில் V-யின் மூன்று மதிப்புகளும் சமமாக உள்ளதால் வாயு மற்றும் நீர்ம நிலைமைகளை வேறுபடுத்த இயலாமல் இருக்கும். இப்பொழுது வாயுவானது நிலைமாறு நிலையில் உள்ளதாக கருதப்படும். இதனால், T_c, P_c மற்றும் V_c-ன் மதிப்புகளை வாண்டர்வால்ஸ் மாறிலிகளின் மூலமாக கணக்கிடலாம்.

9.8.3 வாண்டர்வால்ஸ் மாறிலிகளின் மூலம் நிலைமாறு மாறிலிகளை வருவித்தல்

நிலைமாறு மாறிலிகள் T_c (நிலைமாறு வெப்பநிலை), V_c (நிலைமாறு கன அளவு) மற்றும் P_c (நிலைமாறு அழுத்தம்) ஆகியவற்றின் மதிப்புகளை வாண்டல்வால்ஸ் மாறிலிகள் 'a' மற்றும் 'b' மூலம் வருவிக்கலாம்.

வாண்டர்வால்ஸ் சமன்பாடு $\left(P + \frac{a}{V^2}\right)(V - b) = RT$ ...(1)

இச்சமன்பாட்டை விரிவுபடுத்த $PV + \frac{a}{V} - Pb - \frac{ab}{V^2} - RT = 0$ ...(2)

$\frac{V^2}{P}$ ஆல் பெருக்க, $\frac{V^2}{P} \left(PV+\frac{a}{V}-Pb-\frac{ab}{V^2}-RT\right) = 0$

$$\therefore V^3 + \frac{aV}{P} - bV^2 - \frac{ab}{P} - \frac{RTV^2}{P} = 0 \qquad ... (3)$$

V-ன் அடுக்குகளாக இச்சமன்பாட்டை எழுத

$$V^3 - \left(\frac{RT}{P}+b\right) V^2 + \frac{aV}{P} - \frac{ab}{P} = 0 \qquad ... (4)$$

V-ன் மும்மடி அடுக்குகளாக உள்ள இச்சமன்பாட்டுக்கு மூன்று மதிப்புகள் உள்ளன. நிலைமாறு புள்ளியில் V-ன் மூன்று மதிப்புகளும் சமமாக உள்ளன. மேலும் V_c- க்கு சமமாக உள்ளது.

ஆகவே, $V = V_c$ (T_c– ல்)

$$\therefore (V - V_c) = 0 \qquad ... (5)$$

$$\therefore (V - V_c)^3 = 0 \qquad ...(6)$$

இச்சமன்பாட்டை விரிவுபடுத்த

$$V^3 - 3V_c V^2 + 3V_c^2 V - V_c^3 = 0 \qquad ...(7)$$

அச்சமன்பாடு வாண்டர்வால்ஸ் சமன்பாட்டின் மூலம் பெறப்பட்ட மும்மடி சமன்பாட்டுக்கு சமமாக உள்ளது. சமன்பாடு (4)ல் T மற்றும் P மதிப்புகளுக்கு பதிலாக T_c மற்றும் P_c எழுத

$$V^3 - \left(\frac{RT_c}{P_c}+b\right) V^2 + \frac{aV}{P_c} - \frac{ab}{P_c} = 0 \qquad ...(8)$$

V-ன் அடுக்குகளை சமன்பாடு (7)–டன் சமன்படுத்த

$$-3V_cV^2 = -\left(\frac{RT_c}{P_c}+b\right)V^2$$

$$3V_c = b + \frac{RT_c}{P_c} \qquad ...(9)$$

$$3V_c^2 = \frac{a}{P_c} \qquad ...(10)$$

$$V_c^3 = \frac{ab}{P_c} \qquad ...(11)$$

$$\frac{(11)}{(10)} = \frac{V_c^3}{3V_c^2} = \frac{ab}{P_c} \cdot \frac{P_c}{a}$$

$$\frac{V_c}{3} = b \text{ (or) } V_c = 3b \qquad ...(12)$$

சமன்பாடு (11)ல் $V_c = 3b$ என பொருத்த

$$(3b)^3 = \frac{ab}{P_c}$$

$$27b^3 = \frac{ab}{P_c}$$

$$P_c = \frac{a}{27b^2} \qquad ...(13)$$

V_c மற்றும் P_c- ன் மதிப்புகளை சமன்பாடு (9) ல் பொருத்த

$$3 \times 3b = b + \frac{RT_c}{a} \times 27b^2$$

$$9b - b = \frac{RT_c}{a} 27b^2$$

$$8b = \frac{RT_c .27b^2}{a}$$

$$T_c = \frac{8a}{27Rb} \qquad ...(14)$$

எனவே, ஒரு வாயுவின் வாண்டர்வால்ஸ் மாறிலிகள் a, b- யின் மதிப்புகள் தெரிந்திருந்தால் அவற்றைப் பயன்படுத்தி, வாயுவின் நிலைமாறு மாறிலிகளின் மதிப்பைக் கணக்கிடலாம். P_c மற்றும் T_c மதிப்புகளை சோதனை மூலம் எளிதில் கண்டறிய

முடிவதால், இம்மதிப்புகளை பயன்படுத்தி 'a' மற்றும் 'b'–ன் மதிப்புகளை கணக்கிடலாம்.

$$a = 3V_c^{\,2}\, P_c\,; \qquad b = \frac{V_c}{3}$$

நிலைமாறு வெப்ப நிலை மதிப்புகளிலிருந்து வாயுக்களை "நிலையான" மற்றும் "நிலையற்ற" வாயுக்கள் என வகைப்படுத்தலாம். H_2, N_2, He ... ஆகிய வாயுக்கள் குறைந்த நிலைமாறு வெப்ப நிலையை பெற்றிருப்பதால் நிலையான வகையைச் சார்ந்ததாகும். NH_3, CO_2, SO_2, HCl போன்றவை சாதாரண நிலைமாறு வெப்ப நிலையைப் பெற்றிருப்பதால் ''நிலையற்ற''வகையைச் சார்ந்ததாகும்.

கணக்கு – 5

ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவிற்கான வாண்டர் வால்ஸ் மாறிலிகள் $a = 3.67$ atm lit^{-2} மற்றும் b = 40.8 ml mol^{-1} ஆகும். நிலைமாறு வெப்ப நிலை மற்றும் நிலைமாறு அழுத்தம் ஆகியவற்றைக் கணக்கிடு.

தீர்வு

$$T_c = \frac{8a}{27Rb} = \frac{8 \times 3.67}{27 \times 0.0821 \times 0.0408} = 324.7\text{ K} \quad = 51.7^{o}\text{C}$$

$$P_c = \frac{a}{27b^2} = \frac{3.67}{27 \times (0.0408)^2} \qquad = 81.6\text{ atm.}$$

கணக்கு – 6

ஹைட்ரஜன் வாயுவிற்கான நிலைமாறு வெப்ப நிலை 33.2^{o}C மற்றும் நிலைமாறு அழுத்தம் 12.4 atm ஆகும். வாயுவின் 'a' மற்றும் 'b'- ன் மதிப்புகளை கணக்கிடுக.

தீர்வு

$$T_c = \frac{8a}{27Rb} \quad ..(i) \qquad\qquad P_c = \frac{a}{27b^2} \quad ...(ii)$$

(i)-ஐ (ii)-ஆல் வகுக்க

$$\frac{T_c}{P_c} = \frac{8a}{27Rb} \times \frac{27b^2}{a} = \frac{8b}{R} \qquad ...(iii)$$

$$T_c = 33.2^{o}\text{C} = (33.2 + 273)\text{K} = 306.2\text{ K}$$

$$P_c = 12.4\text{ atm. } R = 0.082\text{ atm. litre K}^{-1}\text{ mol}^{-1}$$

சமன்பாடு (iii)-ல் இம்மதிப்புகளை பொருத்த

$$\frac{306.2}{12.4} = \frac{8 \times b}{0.082}$$

$$b = \frac{306.2 \times 0.082}{12.4 \times 8} = 0.253 \text{ litre mol}^{-1}$$

'b'–ன் மதிப்பை சமன்பாடு (i)- ல் பொருத்த

$$T_c = \frac{8a}{27Rb}$$

$$306.2 = \frac{8 \times a}{27 \times 0.082 \times 0.253}$$

$$a = 21.439 \text{ atm litre}^2 \text{ mol}^{-1}$$

9.9 ஜூல் தாம்சன் விளைவு

அழுத்தப்பட்ட வாயு ஒன்றினை குறைந்த அழுத்தப் பகுதிக்கு ஒரு துளை வழியாக செலுத்தும்போது அதன் வெப்ப நிலை குறைவதை ஜூல் – தாம்சன் கண்டறிந்தார்.

ஒரு வாயுவை அதிக அழுத்தப் பகுதியிலிருந்து குறைந்த அழுத்தப் பகுதிக்கு விரிவடையச் செய்யும் போது அதன் வெப்ப நிலை குறைவது ஜூல்–தாம்சன் விளைவு எனப்படும்.

ஒரு வாயுவை குறைந்த அழுத்தப் பகுதிக்கு செலுத்தும்போது அதன் மூலக்கூறுகள் உடனடியாக மூலக்கூறுக்கிடைப்பட்ட விசைக்கு எதிராக விலகிச் செல்கின்றன. விரிவடையும் போது அக ஆற்றலை இழந்து வேலையைச் செய்கின்றன. எனவே, விரிவடையும் போது வெப்பநிலை குறைகிறது. இவ்வாறு வெப்பநிலை குறைவது ஜூல் தாம்சன் விளைவு எனப்படும். இவ்விளைவு வாயுக்களை திரவமாக்கப் பயன்படுகிறது.

9.10 எதிர்மாறு வெப்பநிலை (T_i)

ஒரு வாயுவின் வெப்பநிலையானது ஒரு குறிப்பிட்ட மதிப்புக்கு கீழே உள்ளபோது மட்டுமே ஜூல்–தாம்சன் விளைவுக்கு உட்படுகிறது. ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்ப நிலைக்குக் கீழ் ஒரு வாயுவை வெப்ப மாறாச் செயல்முறையில் குறைந்த அழுத்தப் பகுதிக்கு துளை வழியாக விரிவடையச் செய்யும் போது வெப்பநிலை குறைவது எதிர்மாறு வெப்ப நிலை (T_i) எனப்படும்.

ஒரு வாயுவிற்கு T_i மதிப்பு தீர்க்கமானதாகும். T_i - க்கும் வாண்டர் வால்ஸ் மாறிலிகளுக்கும் உள்ள தொடர்பு

$$T_i = \frac{2a}{Rb}$$

எதிர்மாறு வெப்ப நிலையில் ஜூல்–தாம்சன் விளைவு ஏற்படுவதில்லை. அதாவது, வெப்ப நிலை குறைவதோ அல்லது அதிகரிப்பதோ இல்லை. வாயுவின் வெப்பநிலையானது எதிர்மாறு வெப்பநிலையை விட குறைவாக இருக்கும் போது வெப்ப மாறாச் செய்முறையில் விரிவடையச் செய்யும் போது வெப்ப நிலை குறையும். வாயுவின் வெப்பநிலை T_i- ஐ விட அதிகமாக இருந்தால், விரிவடையும்போது வெப்பநிலை உயரும். H_2 மற்றும் He ஆகிய வாயுக்களின் எதிர்மாறு வெப்ப நிலையின் முறையே – 80^oC மற்றும் -240^oC போன்ற மிகக் குறைந்த மதிப்புகளை பெற்றுள்ளன. எனவே, இவற்றை ஜூல் தாம்சன் விளைவிற்கு உட்படுத்தும்போது வெப்பநிலை குறைவதற்கு பதிலாக உயருகிறது. ஆகவே, இவ்வாயுக்களை T_i மதிப்பிற்கு குறைவாக குளிர வைத்து ஜூல்–தாம்சன் விளைவுக்கு உட்படுத்த வேண்டும்.

9.11 வாயுக்களை திரவமாக்க தேவையான நிபந்தனைகள்

பெரும்பான்மையான தொழிற்சாலைகளில் பெருமளவில் திரவ காற்று, திரவ அம்மோனியா, திரவ கார்பன்–டை–ஆக்ஸைடு போன்றவை தேவைப்படுகின்றன. எனவே. வாயுக்களிலிருந்து திரவங்களை தயாரிப்பது இன்றியமையாததாகிறது.

வாயுக்களை திரவமாக்கும் பல்வேறு முறைகள் பயன்படுகின்றன. அவைகள் பின்வருமாறு :(i) எதிர்மாறு வெப்ப நிலைக்கு உட்படுத்தி குறுக்குதல் (ii) ஜூல் தாம்சன் விளைவுக்கு உட்படுத்துதல். (iii) வெப்ப மாறாச் செயல்முறையில் காந்தத் தன்மையை இழத்தல்.

NH_3, Cl_2, SO_2 மற்றும் CO_2 வாயுக்களின் T_c மதிப்புகள் அறை வெப்ப நிலைக்கு ஒத்து இருப்பதால், அழுத்தத்தை T_c மதிப்பில் அதிகரிப்பதன் மூலம் திரவமாக்கலாம்.

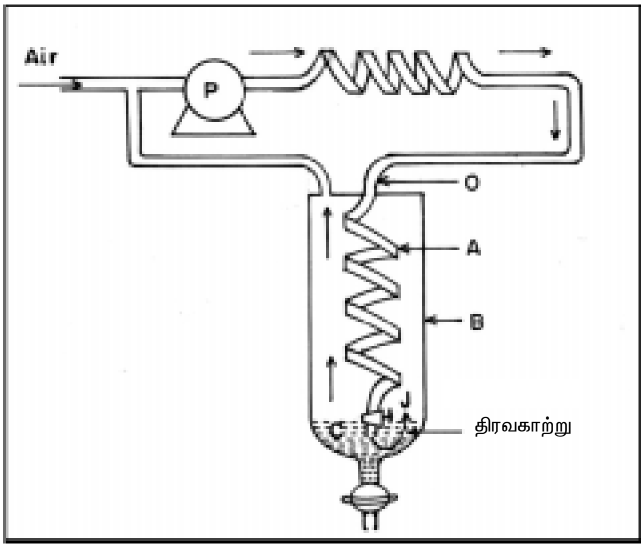
H_2, O_2, N_2 மற்றும் He வாயுக்கள் மிகக் குறைந்த T_c மதிப்புகளைப் பெற்றியிருப்பதால், ஜூல் – தாம்சன் விளைவுக்கு உட்படுத்தும்போது வெப்பநிலை குறையும்.

ஹீலியத்தை, ஜூல்–தாம்சன் விளைவுக்குட் படுத்தும்போது வெப்ப நிலை குறைகிறது, வெப்ப மாறா செயல் முறையில், காந்தத் தன்மையை இழத்தல் செய்யும் போது வெப்பநிலை மேலும் குறைகிறது.

லிண்டே முறை

இம்முறையில் ஜூல் – தாம்சன் விளைவின் மூலம் காற்று அல்லது மற்ற வாயுக்கள் திரவமாக்கப்படுகின்றன. தூய காற்று அல்லது வாயுவை முதலில் 200 வளி மண்டல

அழுத்தத்திற்கு அழுத்தப்பட்டு படம் 9.8ல் உள்ளபடி சுருள் வடிவ குழாயினுள் செலுத்தப்படுகிறது.



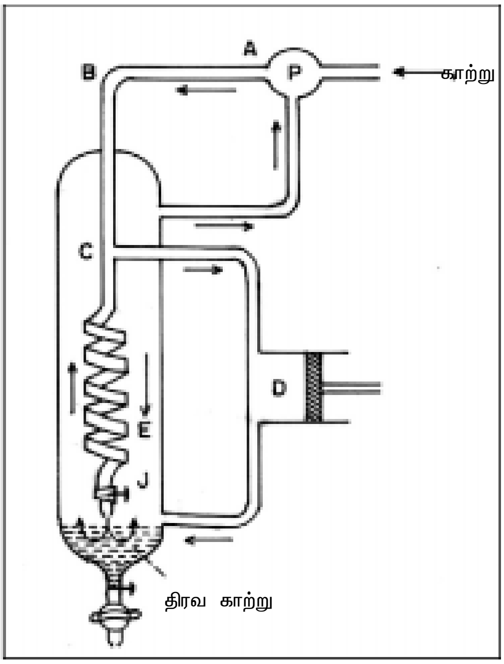
படம் 9.8 வாயுவை திரவமாக்கும் லிண்டோ உபகரணம்

அமைப்பு 'J'யில் உள்ள வால்வு 'V' திறக்கப்பட்டு வாயுவானது அகல அமைப்பு 'C'யில் திடீரென விரிவடையுமாறு செய்யப்படுகிறது. வாயு விரிவடைவதால் குளிர்வடைந்து அதன் அழுத்தமானது 50 வளிமண்டல அழுத்தத்திற்கு குறைகிறது. இப்போழுது வாயிவானது வெளிக்குழாய் '*O*'வழியே செலுத்தப்படுகிறது. இந்நிலையில் உள்ளேவரும் வாயுவானது வெளியே செல்லும் வாயுவினால் குளிர்விக்கப்படுகிறது. அமைப்பு 'C'யில் வெளிவரும் வாயு விரிவடைவதால் மேலும் குளிர்கிறது. குளிர்ந்த வாயு மேலும் அழுத்தப்பட்டு குழாய் வழியே செலுத்தப்படுகிறது. குளிர்வித்தல். அழுத்துதல் மற்றும் விரிவடைதல் ஆகிய செயல்முறைகளை மீண்டும் மீண்டும் நிகழ்த்துவதன் மூலம் வாயுவானது திரவமாகி துளிகளாக அமைப்பு 'C' சேகரமாகிறது.

கிளாடு முறை

இம்முறையில் அழுத்தப்பட்ட வாயுவானது விரிவடைதல் வேலையை செய்ய வைக்கப்படுகிறது. இயக்க ஆற்றலை இழந்து வேலையைச் செய்வதால் வெப்ப நிலை குறைகிறது. இக்கொள்கையானது ஜுல்–தாம்சன் விளைவுடன் இணைந்து கிளாடு முறையில் காற்றை குளிர்விக்கப் பயன்படுகிறது. காற்றானது 200 வளிமண்டலத்திற்கு அழுத்தப்பட்டு ABC குழாய் வழியாக செலுத்தப்படுகிறது. புள்ளி 'C'–ல் ஒரு பகுதி சுருள் குழாய் வழியே துளை 'J' வழியே செல்கிறது. காற்றின் மற்றொரு பகுதி பக்க குழாய் வழியே சென்று உந்துத்தண்டுடன் கூடிய உருளைப் பகுதியை அடைகிறது.

காற்றானது உந்துத் தண்டை வெளியே தள்ளுவதால் விரிவடைந்து குளிர்வடைகிறது. குளிர்ந்த காற்று குளிரவைக்கும் பகுதியை அடைந்து உள்ளே வரும் காற்றை குளிர வைக்கிறது. காற்றானது ஜூல்–தாம்சன் விளைவிற்கு உட்படுத்தப்பட்டு குழாய் J வழியாக விரிவடைவதால் மீண்டும் குளிர்கிறது. இச் செயல்முறையை மீண்டும் மீண்டும் நிகழ்த்தி காற்றானது திரவமாக்கப்படுகிறது.



படம் 9.9 வாயுவை திரவமாக்கும் கிளாடு உபகரணம்

வெப்பமாறா செயல்முறையில் காந்தத் தன்மையை இழத்தல்

மிகவும் குறைந்த வெப்ப நிலையான 10^{-4}K-ஐ அடைவதற்கு இம்முறை பயன்படுத்தப்படுகிறது. கடோலினியம் சல்பேட் போன்ற பாரா காந்தத் தன்மையுடைய பொருளை வாயுவைச் சுற்றி வைக்கப்பட்டு 1K வெப்பநிலைக்கு ஏதாவது ஒரு முறையில் குளிர வைக்கப்படுகிறது. வலிமையான காந்த புலத்தை பாரா காந்தப் பொருளின் மீது திடீரென செலுத்தி காந்தத் தன்மையாக்கப்படுகிறது. காந்தத் தன்மையானது வாயுவைச் சுற்றியுள்ள சோதனைப் பொருளில் நிகழ்கிறது. காந்தப் புலத்தை திடீரென விலக்கும்போது காந்தத் தன்மை இழந்து மூலக்கூறு காந்தங்கள் ஒழுங்கற்ற நிலைக்கு சென்றுவிடுகின்றன. இந்நிலையை அடைவதற்கு தேவையான வெப்ப ஆற்றலை ஏற்கனவே குளிரவைக்கப்பட்ட வாயுவிலிருந்து எடுத்துக் கொள்வதால் வாயுவின் வெப்பநிலை மேலும் குளிர்கிறது. இம்முறையில் பூஜ்ஜிய கெல்வினை விட குறைந்த வெப்ப நிலையையும் அடையலாம்.

வினாக்கள்

A. சரியான விடையை தேர்ந்தெடுக்க

1. மாறாத வெப்பநிலையில் வரையப்படும் வரைகோடு சமவெப்பநிலைக் கோடு எனப்படும், இக்கோடு காட்டும் தொடர்பு

   (a) P மற்றும் 1/V (b) PV மற்றும் V

   (c) P மற்றும் V (d) V மற்றும் 1/P

2. ஒரு வாயு கீழ்க்கண்ட நிலைகளில் நல்லியல்பு தன்மையிலிருந்து விலக்கம் அடைகிறது.

   (a) அதிக வெப்பநிலை மற்றும் குறைந்த அழுத்தம்

   (b) குறைந்த அழுத்தம்

   (c) குறைந்த வெப்பநிலை மற்றும் அதிக அழுத்தம்

   (d) அதிக வெப்பநிலை

3. ஒரு வாயுவின் நிலைமாறு வெப்பநிலை என்பது

   (a) குறிப்பிட்ட வெப்பநிலைக்கு மேல் வாயுவானது திரவமாகும்

   (b) குறிப்பிட்ட வெப்பநிலைக்கு மேல் அழுத்தத்தை அதிகரிப்பதால் திரவமாக்க இயலாது.

   (c) குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் திண்மமாகும்

   (d) குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் வாயுவின் கனஅளவு பூஜ்ஜியமாகும்.

4. ஒரு வாயுவை மாறாத வெப்பநிலையில் விரிவடையச் செய்யும்போது

   (a) வாயு மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை குறைகிறது

   (b) வாயு மூலக்கூறுகளின் இயக்க ஆற்றல் மாறாமல் இருக்கும்.

   (c) வாயு மூலக்கூறுகளின் இயக்க ஆற்றல் குறைகிறது.

   (d) வாயு மூலக்கூறுகளின் இயக்க ஆற்றல் அதிகரிக்கும்.

5. வாயு A ன் மூலக்கூறுகள் வாயு B ன் மூலக்கூறுகளை விட நான்கு மடங்கு அதிக வேகத்தில் ஒரே வெப்பநிலையில் இயங்குகிறது எனில், அவற்றின் மூலக்கூறு எடைகளின் (M_A/M_B) விகிதம்

   (a) 1/16 (b) 4 (c) 1/4 (d) 16

B. கோடிட்ட இடங்களை நிரப்புக.

6. வாண்டர் வால்ஸ் சமன்பாட்டில் அழுத்தத்திற்கான திருத்தம் ....

7. எதிர்மாறு வெப்பநிலைக்கும், வாண்டர்வால்ஸ் மாறிலிகளுக்கும் உள்ள தொடர்பு ....

8. ஹீலியத்தை திரவமாக்குவதற்கு பெரும்பான்மையாகப் பயன்படுத்தும் முறை ....

9. ஒரு இயல்பு வாயுவை வெப்பமாறாச் செயல்முறையில் விரிவடையச் செய்யும் போது ....

10. ஒரு வாயுவின் விரவுதல் வீதமானது அதன் .... மற்றும் மூலக்கூறு நிறைக்கு .... இருக்கும்.

C. பொருத்துக.

1.	நல்லியல்பு வாயுப் பண்பு	(a) நிலை மாறு வெப்பநிலை
2.	வெப்ப மாறா செயல்முறையில் காந்தத் தன்மையை இழத்தல்	(b) திரவ ஆக்சிஜன்
3.	31.1^oC ல் CO_2	(c) வாயுவின் மோல் பின்னம்
4.	ஜூல் – தாம்சன் சோதனை	(d) வாயுவின் மோல்களின் எண்ணிக்கை
5.	பகுதி அழுத்தம் மற்றும் மொத்த அழுத்தம் ஆகியவற்றிற்கிடையேயான விகிதம்	(e) குறைந்த அழுத்தம் மற்றும் அதிக வெப்பநிலை
		(f) திரவ ஹீலியம்

D. சுருக்கமான விடையளி

1. பாயில் விதியின் கணித விளக்கத்தை எழுதுக.
2. 3 மோல்கள் A வாயு மற்றும் 5 மோல்கள் B வாயு ஆகியவை கலக்கப்படுகிறது. 25^oC மற்றும் 1 atm அழுத்தத்தில் அவற்றின் பகுதி அழுத்தங்களை ஒப்பிடு.
3. வாண்டர்வால்ஸ் சமன்பாட்டிலுள்ள அழுத்தத் திருத்தம் மற்றும் கனஅளவு திருத்தம் ஆகியவற்றை எழுதுக,
4. ஒரு நல்லியல்பு வாயு வெற்றிடத்திற்குச் செல்லும் போது அதன் இயக்க ஆற்றல் மாறுவதில்லை. விளக்குக.
5. அழுத்தப்பட்ட இயல்பு வாயு ஒன்றினை துவாரம் வழியாக வெப்ப மாறாச் செயல்முறையில் விரிவடையச் செய்யும் போது வெப்பநிலையில் ஏற்படும் மாற்றம் என்ன ?
6. சார்லஸ் விதி மற்றும் பாயில் விதி ஆகியவற்றை வரையறுக்க.
7. வாயுவின் அளவிடக் கூடிய பண்புகள் யாவை ?
8. நல்லியல்பு வாயு விதிப்படி 500K மற்றும் 600 atm ல் நைட்ரஜனின் மோலார் கன அளவு என்ன ?
9. கிரகாமின் விரவுதல் விதியை வரையறு.

10. வாயுமாறிலி R ன் மதிப்புகளை கலோரி மற்றும் ஜூல் அலகுகளில் எழுது.

11. வாண்டர்வால்ஸ் மாறிலிகளில் 'a' மற்றும் 'b' ஆகியவற்றின் அலகுகளை எழுதுக.

12. வாண்டர்வால்ஸ் மாறிலிகளின் முக்கியத்துவத்தைத் தருக.

13. வாண்டர்வால்ஸ் சமன்பாட்டின் வரம்புகளை எழுதுக.

14. ஜூல்–தாம்சன் விளைவை விளக்குக.

15. எதிர்மாறு வெப்பநிலை என்றால் என்ன ?.

E. விரிவாக விடையளி

1. 27°Cல் H_2 வாயுவானது கலனிலிருந்து துளை வழியாக 20 நிமிடங்களில் வெளியேறுகிறது. அதே வெப்ப அழுத்த நிலையில் மற்றொரு வாயு 20 நிமிடங்களில் வெளியேறுகிறது. விரவுதல் நிகழ்ந்த பிறகு கலவையின் மொத்த அகுத்தம் 6 atm ஆகும். கலவையிலுள்ள ஹைட்ரஜனின் அளவு 0.7 மோல்கள் கலனின் கனஅளவு 3 லிட்டர் எனில் அவ்வாயுவின் மூலக்கூறு எடையை கணக்கிடு.

2. 5 மோல்கள் CO_2 ஆனது 47°C ஒரு லிட்டர் கனஅளவு கொண்ட கலனில் உள்ளபோது வாண்டர்வால்ஸ் சமன்பாட்டை பயன்படுத்தி அதன் அழுத்தத்தைக் கணக்கிடு. நல்லியல்புத் தன்மையில் உள்ளபோது அதன் அழுத்தத்தை கணக்கிடு.
   (a = 3.592 atm lit^2 mol^{-2} , b = 0.0427 lit mol^{-1})
   (விடை: $P_{\text{இயல்பு}}$ = 77.2 atm, $P_{\text{நல்லியல்பு}}$ = 131.36 atm)

3. ஒரு 10 லி கொள்ளளவு கொண்ட உருளையில் 0.4g He, 1.6g O_2 மற்றும் 1.4g N_2 ஆகியவை 27°Cல் உள்ளபோது மொத்த அழுத்தத்தை கணக்கிடு. வாயுக்கள் நல்லியல்புத் தன்மையில் உள்ளபோது He வாயுவின் பகுதி அழுத்தத்தை கணக்கிடு.
   (R = 0.082 lit atm K^{-1} mol^{-1})
   $P_{\text{மொத்தம்}}$ = 0.4926 atm P_{He} = 0.2463 atm
   P_{O_2} = 0.1232 atm P_{H_2} = 0.1230 atm

4. நீரின் நிலைமாறு மாறிலிகள் 374°C, 218 atm மற்றும் 0.0566 lit mol^{-1} எனில் 'a' மற்றும் 'b' ஐ கணக்கிடு.
   (a = 2.095 lit^2 atm mol^{-1}; b = 0.0189 lit mol^{-1})

5. கார்பன்–டை–ஆக்சைடு வாயுவின் வாண்டர்வால்ஸ் மாறிலிகள் $a = 3.6$ மற்றும் $b = 4.28 \times 10^{-2}$ ஆகும். வாயுவின் நிலைமாறு வெப்பநிலை மற்றும் நிலைமாறு கன அளவு ஆகியவற்றை கணக்கிடு. (R = 0.0820 lit atm K^{-1} mol^{-1})

6. இயல்பு வாயுக்கள் நல்லியல்புத் தன்மையிலிருந்து விலகிச் செல்வதற்கான காரணங்களை விளக்குக.

7. நிலைமாறு மாறிலிகளுக்கும், வாண்டர்வால்ஸ் மாறிலிகளுக்குமுள்ள தொடர்பை வருவி.

8. லிண்டே முறையில் வாயுக்கள் திரவமாக்குவதை படத்துடன் விளக்குக.

9. கிளாடு முறையில் வாயுக்களை திரவமாக்குவதை படத்துடன் விளக்குக.

10. வெப்பமாறாத காந்தத் தன்மை இழத்தல் என்றால் என்ன? அது எவ்வாறு வாயுக்களை திரவமாக்கப் பயன்படுகிறது?

தொகுப்புரை

* P, V, T மற்றும் நிறை ஆகியவை வாயுவின் அளவிடக்கூடிய பண்புகளாகும். அவை பாயில் மற்றும் சார்லஸ் விதிகளுக்கு உட்படுகிறது, நல்லியல்பு வாயுவிற்கான சமன்பாடு $PV = nRT$

* மாறாத நிறை கொண்ட ஒரு வாயுவிற்கு,

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

* R-ன் வெவ்வேறு மதிப்புகள்
  0.821 lit atm K^{-1} mol^{-1}
  8.314 × 107 erg. K^{-1} mol^{-1}
  8.314 Joule K^{-1} mol^{-1}
  1.987 cal K^{-1} mol^{-1}

* வாயுக் கலவைக்கான சமன்பாடு

$$PV = (n_A + n_B + b_C)\ RT$$

* கிராகாமின் விதிப்படி,

(விரவுதல் வீதம் 1/ விரவுதல் வீதம் 2) $= \left(\frac{M_2}{M_1}\right)^{1/2}$ அல்லது

(பாய்தல் வீதம் 1/ பாய்தல் வீதம் 2) $= \left(\frac{M_2}{M_1}\right)^{1/2}$

* இயல்பு வாயுக்கள் $V_{\text{நல்லியல்பு}}$ மற்றும் $P_{\text{நல்லியல்பு}}$ ஆகியவற்றிலிருந்து விலக்க மடைகிறகு. இயல்பு வாயுவிற்கான சமன்பாடு – வாண்டர்வால்ஸ் சமன்பாடு

$$\left(P + \frac{a}{V^2}\right)(V - b) = RT$$

* நிலைமாறு வெப்ப நிலை, நிலைமாறு அழுத்தம் மற்றும் நிலைமாறு கனஅளவு ஆகியவை வாயுவின் நிலைமாறு நிலையைக் குறிக்கும். ஆண்ட்ரூஸ் சம

வெப்பநிலைக் கோடு கார்பன்–டை–ஆக்சைடின் நிலைமாறு வெப்ப நிலையை விளக்குகிறது.

P_c, V_c மற்றும் T_c ஆகியவை வாண்டர்வால்ஸ் மாறிலிகள் 'a' மற்றும் 'b'யுடன் கொண்டுள்ள தொடர்பு $V_c = 3b$, $P_c = a/27b^2$, $T_c = 8a/27Rb$

* ஜூல் – தாம்சன் விளைவின் படி அழுத்தப்பட்ட வாயுவை சிறு துளை வழியாக வெப்பமாறாச் செயல்முறையில் விரிவடையச் செய்யும்போது வெப்பநிலை குறைகிறது. எதிர்மாறு வெப்பநிலை $= \frac{2a}{Rb}$. இப்வெப்பநிலைக்கு கீழ் ஜூல்–தாம்சன் விளைவுக்குட்படும்.
* ஜூல் – தாம்சன் விளைவின் மூலம் லிண்டே மற்றும் கிளாடு முறைகளில் வாயுக்களை திரவமாக்கலாம். ஹீலியத்தை திரவமாக்குதல் மற்றும் பூஜ்ஜியகெல்வின் ஆகியவற்றை வெப்பமாறா காந்தத் தன்மை முறை மூலம் பெறலாம்.

மேற்பார்வை நூல்கள்

1. Physical Chemistry by Lewis and Glassstone.